

## مواضيع الإرسال الثاني و الثالث

يتضمن هذا الإرسال المواضيع التالية:

الأمينيات

الجزء الأول: الوظيفة الأمنية

الجزء الثاني : الخواص الكيميائية للوظيفة الأمنية

التوازن الكيميائي

المحاليل المائية الشاردية

جزء الأول الأحماض و الأسس

جزء الثاني الكواشف الملونة

تفاعلات الأحماض و الأسس

مسائل عامة

## الوظيفة الأمنية

- الأهداف من الدرس : 1 - بنية المجموعة الوظيفية الأمنية
- 2 - الخواص الفيزيائية للأمنيات
- المدة اللازمة للدراسة : ساعتين
- الدروس التي ينبغي مراجعتها :
- بنية الذرة كتاب السنة أولى الثانوي.
- بنية جزيء الميثان السنة الثالثة ثانوي.
- المراجع الخاصة بالدرس : كتب في الكيمياء العضوية

## تصميم الدرس

### تمهيد

- 1 - بنية المجموعة الوظيفية الأمنية
- 2 - الخواص الفيزيائية للأمنيات.
- 3 - التمارين.
- 4 - أجوبة أسئلة الدرس.
- 5 - حلول التمارين.

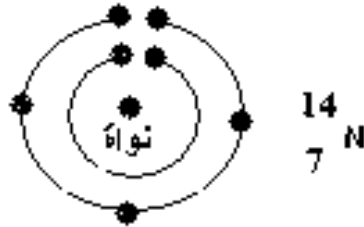
## تمهيد :

الأمينيات مركبات عضوية آزوتية نجدها. بكثرة في الأعضاء الحية. تدخل الأمينيات في تركيب عدة مركبات كالأدوية والألياف .

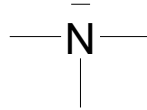
## 1 - بنية المجموعة الوظيفية :

### 1 - 1 - بنية ذرة الآزوت :

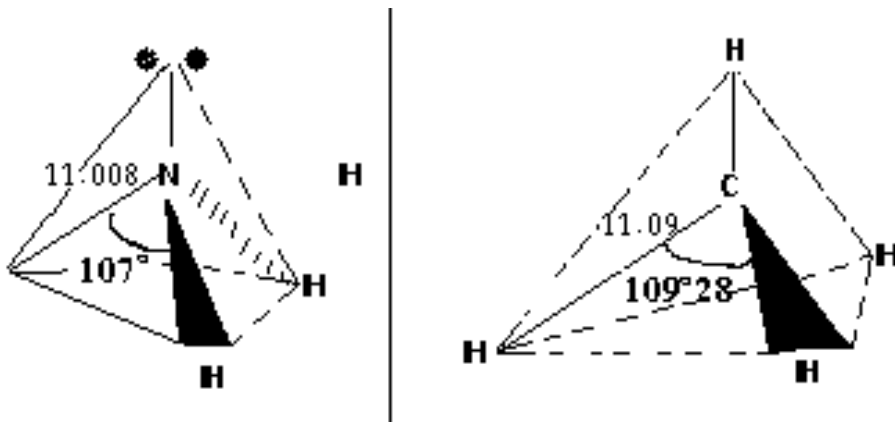
تحتوي ذرة الآزوت على 7 إلكترونات موزعة على طبقتين :



الثلاثة إلكترونات الحرة يشكل بواسطتها الآزوت روابط تكافئية :



### 1 - 2 - بنية جزيء النشادر :

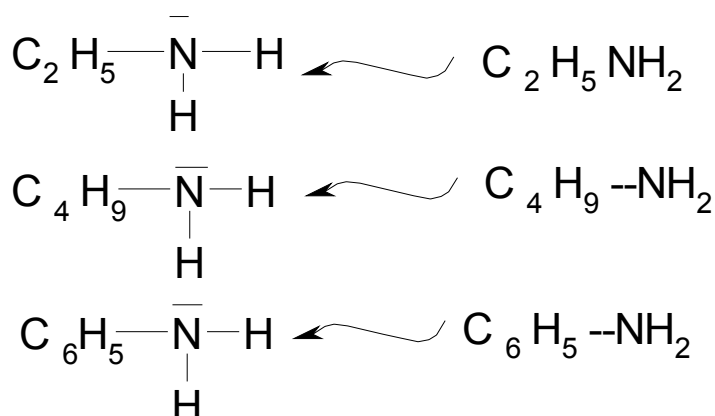


جزئ النشادر قريب يشبه بجزئ الميتان، فهو هرم مركزه ذرة الآزوت وتحتل 3 ذرات هيدروجين ثلاثة رؤوس والرأس الرابع تحتله الثنائية الإلكترونية الحرة.

### 1 - 3 - تعريف الأمينات :

تسمى أميناً كل مركب عضوي مشتق من النشادر باستبدال ذرة هيدروجين أو أكثر بجذر ألكيلي - R

قد يكون استبدال الهيدروجين بجذر فنيلى (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>)  
أمثلة :



### 1 - 4 - أصناف الأمينات :

يتوقف صنف الأمين على أعداد ذرات، الهيدروجين المستبدلة في جزئ النشادر لدى نميز ثلاثة أصناف :

| أمين أولي           | أمين ثانوي | أمين ثالثي |
|---------------------|------------|------------|
| R---NH <sub>2</sub> | R-NH-R'    | R-N(R')R'' |

س1 : أمين صيغته الجزئية المجمل C<sub>3</sub>H<sub>9</sub>N. أكتب الصيغ المفصلة الممكنة للأمين مع تصنيف كل صيغة.

### 1 - 5 - تسمية الأمينات :

أ - التسمية الوظيفية :

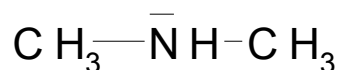
الأمينات الأولية : سمي الأمين الأولي بإضافة كلمة أمين لاسم الجذر العضوي.

أمثلة : CH<sub>3</sub>--NH<sub>2</sub> مثيل أمين, C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>--NH<sub>2</sub> فينيل أمين

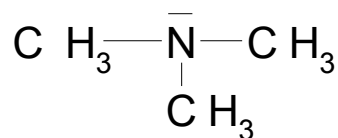
الأمينات الثانوية والثالثية :



إيثيل ميثيل أمين



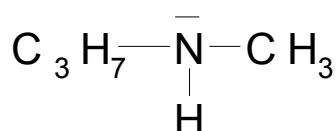
ثنائي ميثيل أمين



ثلاثي ميثيل أمين

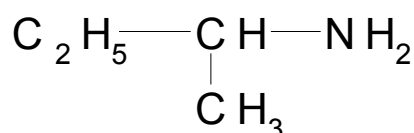
**ملاحظة :** من الضروري أحيانا تسبيق اسم أحد الجذور بحرف (N) للتوضيح بأنه متصل بذرة الآزوت وليس تفرعا لسلسلة كربونية.

**أمثلة:**



ميثيل بروبييل أمين

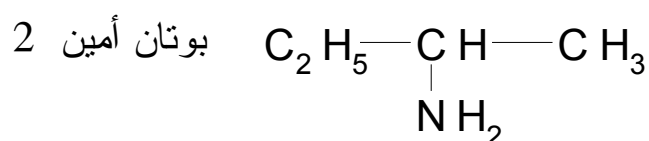
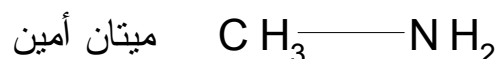
ميثيل 1 بروبييل أمين



(ب) التسمية الإستبدالية :

تستعمل خاصة مع الأمينات الأولية حيث يضاف اسم الجذر "أمين" لاسم المركب الهيدروكربوني الذي يطابقها في عدد ذرات الكربون، بالإضافة إلى الرقم الذي يدل على موضع الجذر ( ) في السلسلة الفحمية.

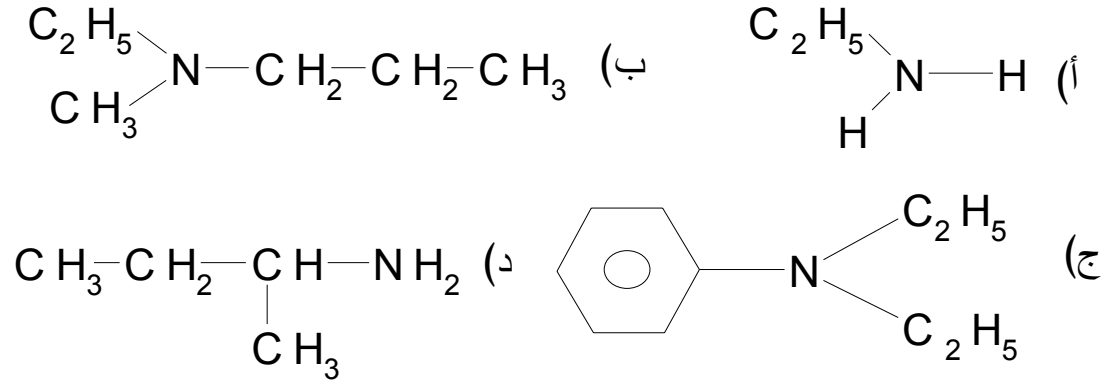
**أمثلة :**



ملاحظة : للأمينيات الحلقية أسماء شائعة

فينيل أمين ( أثيلين )

س2 : أعط أسماء المركبات ذات الصيغ التالية :

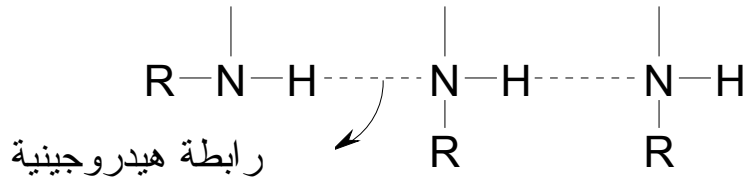


## 2 – الخواص الفيزيائية للأمينيات :

### 2 – 1 – درجة الغليان :

تحتوي الأمينات الأولية والثانوية على رابطة N-H لأن ذرة الآزوت أكثر كهرو سلبية من ذرة الهيدروجين فتشكل بذلك روابط هيدروجينية بين جزيئاتها أقل قوة من تلك الموجودة في الكحولات.

ملاحظة : لا تشكل الأمينات الثالثية مثل هذه الروابط لعدم إحتوائها على روابط NH



لدى نستنتج أن درجة غليان الأمين تكون مرتفعة بالنسبة للفحم الهيدروجيني المشتقة منه.

جدول درجة غليان بعض الأمينات والفحوم الهيدروجينية (تحت الضغط الجوي)

| الهيروكربون | درجة الغليان ° م | الأمين      | درجة الغليان ° م |
|-------------|------------------|-------------|------------------|
| 0 يثان      | 161.5 –          | النشادر     | 33.42 –          |
| إيثان       | 88.5 –           | ميثيل أمين  | 6.3 –            |
| بروبان      | 42.2 –           | إيثيل أمين  | 16.6 –           |
| بوتان       | 0.5 –            | بروبيل أمين | 47.9 –           |

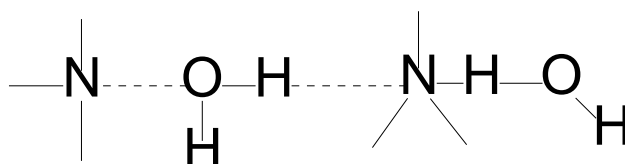
|             |                                      |                  |                                     |
|-------------|--------------------------------------|------------------|-------------------------------------|
| 77.9 -      | بوتيل أمين                           | 36.1 -           | بنتان                               |
| 6.9 -       | ثنائي ميثيل أمين                     | 42.2 -           | بروبان                              |
| 55.5 -      | ثنائي إيثيل أمين                     | 36.1 -           | بنتان                               |
| 109.2 -     | ثنائي بروبيل أمين                    | 98.4 -           | هبتان                               |
| 2.9<br>89.6 | ثلاثي ميثيل أمين<br>ثلاثي إيثيل أمين | 11.7 -<br>93.5 - | 0 يثيل -2 بروبان<br>إيثيل - 3 بنتان |
| 184.4       | أنيلين                               | 110.6 -          | طولوين                              |

**ملاحظة :** الميثيل أمين ، الإيثيل أمين ، ثنائي ميثيل أمين ، ثلاثي ميثيل أمين غازات في الدرجة النظامية من الحرارة.

س3 : إن ثلاثي ميثيل أمين  $(CH_3)_3N$  وبروبيل أمين  $C_3H_7NH_2$  متما كبين لصيغة جزئية مجملة اشرح السبب في اختلاف درجة غليانها.

## 2 - 2 - الانحلال في الماء :

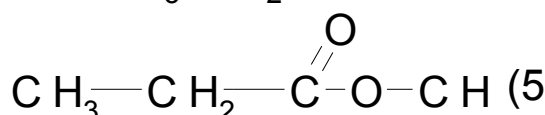
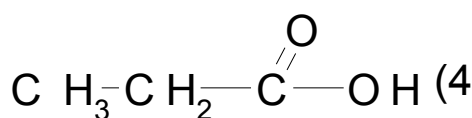
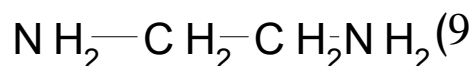
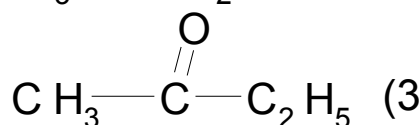
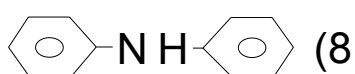
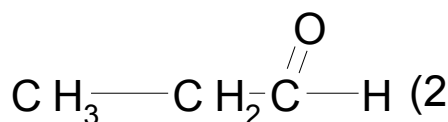
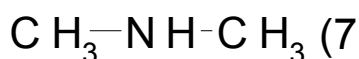
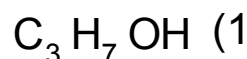
الأمينات التي تحتوي جزئياتها عدد قليل من ذرات الفحم حتى  $C_6$  تتحل بكل النسب وذلك بين الروابط الهيدروجينية الموجودة بين جزئيات الأمين وجزئيات الماء.



### 3 – التمارين:

تمرين 1 :

السؤال 1 : أ – أعط أسماء المركبات التالية وبين وظيفتها الكيميائية.



ب) أكتب الصيغ المفصلة الممكنة للمركب التالي  $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$  وأذكر اسم كل صيغة.

السؤال 2 :

أعط الصيغ المفصلة للأمنيات :

أ – ثنائي ميثيل أمين

ب – N إيثيل ، N ميثيل بوتيل أمين

ج – ميثيل -1 ، فينيل -2 – إيثيل أمين

د – (N ، N) ثنائي إيثيل بوتيل أمين

السؤال الثالث :

لتحضير كتلة ك = 20 غ من إيثيل أمين تفاعل حجم  $\text{H}_2$  (سم<sup>3</sup>) من النشادر  $\text{NH}_3$  مع التحويل الإيثيلي

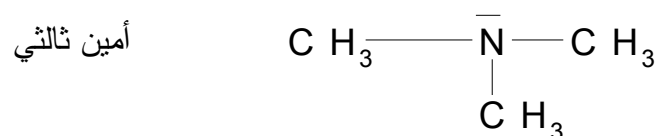
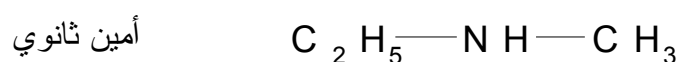
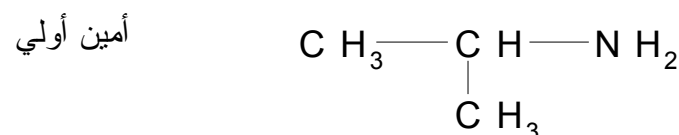
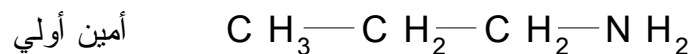
في شروط مناسبة.

أ – أكتب معادلة التفاعل

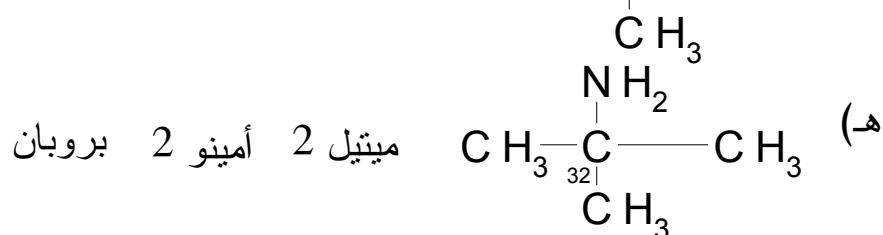
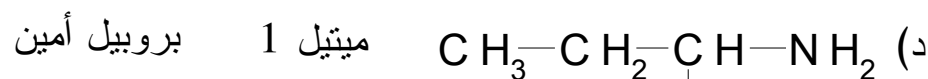
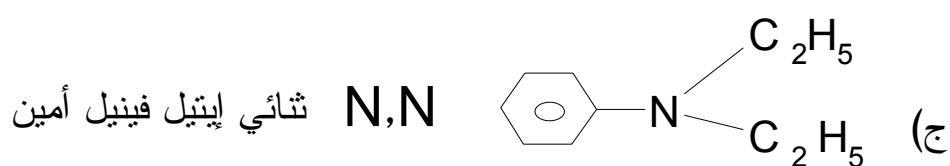
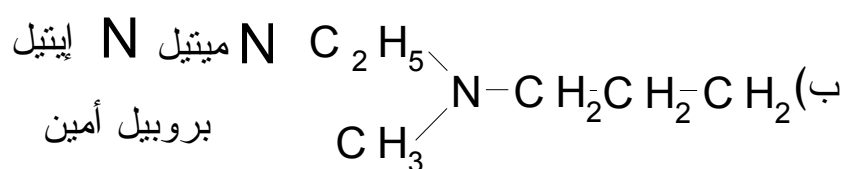
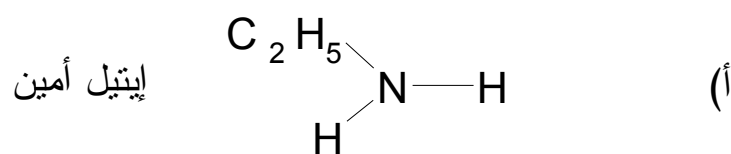
ب – أحسب حجم النشادر اللازم لذلك في الشرطين النظاميين.

#### 4 - أجوبة التصحيح الذاتي :

ج 1 : الصيغ المفصلة الممكنة للمركب ذو الصيغة الجزيئية  $C_3H_9N$



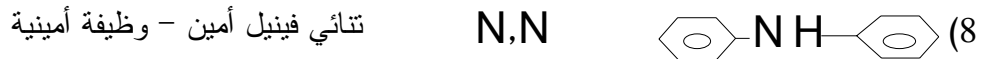
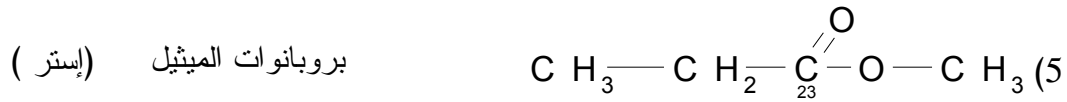
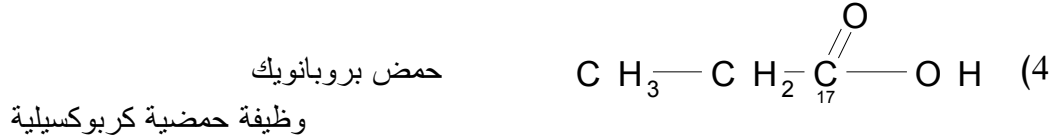
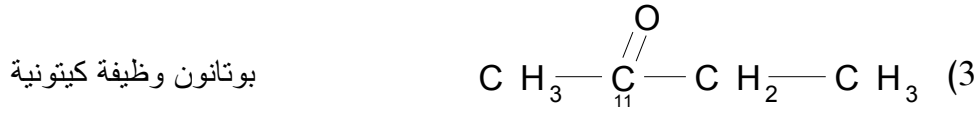
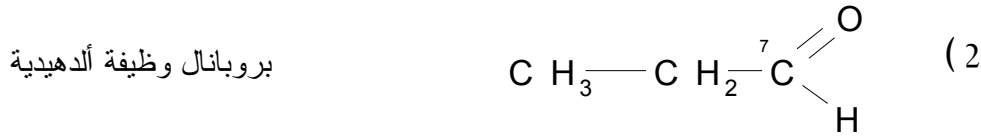
ج 2 :



ج 3 : إن البروبيل أمين  $C_3H_7NH_2$  الذي هو أمين أولي درجة غليان  $47.9^\circ C$  ( أنظر الجدول فقرة 2 -1) أعلى أمن درجة غليان ثلاثي ميثيل أمين  $(CH_3)_3N$  الذي هو أمين ثالثي ( $2.9^\circ C$ ) لاحتواء جزئيات الأول على الرابطة N - H المستقطبة مما يجعلها تشكل روابط هيدروجينية تسبب إرتفاع درجة غليانه عن الثاني الذي لا يحتوي الرابطة.

## 5 - حلول التمارين:

الجواب 1 : (أ) 1 -



(ب) الصيغ المفصلة الممكنة للمركب

بوتيل أمين ( أمين أولي )  $\text{C H}_3\text{—C H}_2\text{—C H}_2\text{—C H}_2\text{—N H}_2$

ميثيل بروبييل أمين ( أمين ثانوي )  $\text{N C H}_3\text{—C H}_2\text{—C H}_2\text{—N H—C H}_3$

ثنائي إيثيل أمين ( أمين أولي ) (N,N)  $\text{C H}_3\text{—C H}_2\text{—N H—C H}_2\text{—C H}_3$

ميثيل 1 بروبييل أمين (أمين أولي)  $\text{C H}_3\text{—C H}_2\text{—C H—N H}_2$   
 $\text{C H}_3$

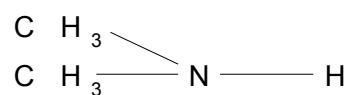
ميثيل 2 بروبييل أمين (أمين أولي)  $\text{C H}_3\text{—C H—C H}_2\text{—N H}_2$   
 $\text{C H}_3$

ميثيل ، ميثيل 1 إيثيل أمين (أمين ثانوي)  $\text{N C H}_3\text{—C H—N H—C H}_3$   
 $\text{C H}_3$

(N,N)  $\text{C H}_3\text{—N—C H}_2\text{—C H}_3$   
 $\text{C H}_3$

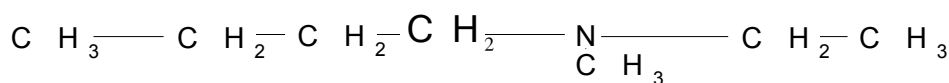
ثنائي ميثيل إيثيل أمين  
 (أمين ثالثي)

الجواب 2 :



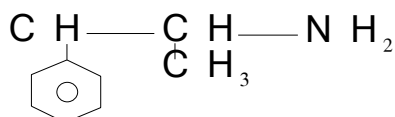
ثنائي ميثيل أمين

(أ)



(ب)

N إيثيل N ميثيل بوتيل أمين

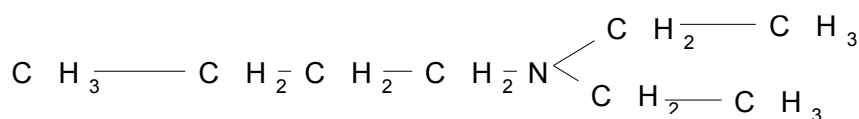


إيثيل أمين

2 فينيل

1 ميثيل

(ج)



(د)

(N,N) ثنائي إيثيل بوتيل أمين

معادلة التفاعل

3 الجواب



1 مول

1 مول

22.4 ج ← 46 غ

20 غ ← ح

$$\frac{9730}{\text{سم}^3} = \frac{20 \times 22.4}{46} = \text{ح}$$

## الخواص الكيميائية للأمنيات

الأهداف من الدرس : 1- السلوك الأساسي للأمين 2- الخاصية النكلوفيلية للأمنيات  
المدة اللازمة للدراسة : ساعتين  
الدرس اللازم دراسته : الدرس السابق  
المراجع الخاصة بالدرس : كتب في الكيمياء العضوية

### تصميم الدرس

#### تمهيد

- 1 – السلوك الأساسي للأمنيات
- 2 – الخاصية النكلوفيلية للأمنيات.
- 3 – التمارين.
- 4 – أجوبة أسئلة الدرس.
- 5 – حلول التمارين.

## تمهيد :

### تعريف برونشتن للأساس

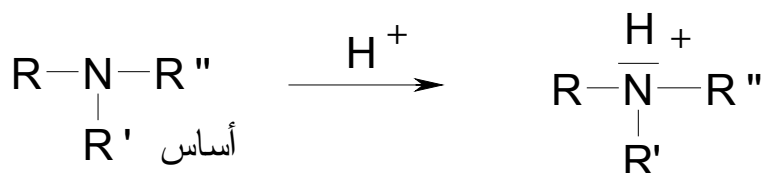
" الأساس هو كل فرد كيميائي قادر مع تثبيت بروتون  $H^+$  خلال تفاعل كيميائي."   
 النشارد أساس ، حيث أن الثنائية الإلكترونية الحرة مع ذرة الآزوت تثبيت بروتون :



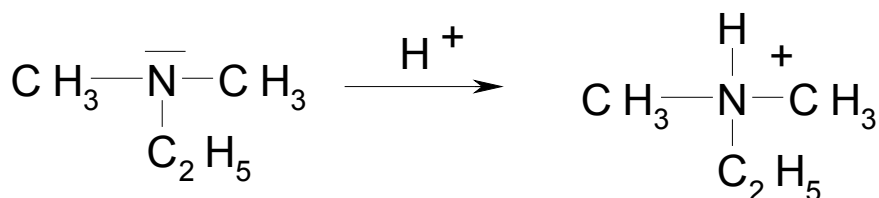
## 1 – السلوك الأساسي للأمينيات :

### 1 – 1 – الطبعة الأساسية للأمينيات :

جزئيات الأمينيات تشبه في بنيتها جزئيات النشارد إذ بإمكانها تثبيت بروتون (رابطة وهمية) لدى تعتبر الأمينيات أسس :



مثال :

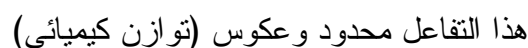


تفاعل الأمينيات مع الماء يتم حسب الخاصية الأساسية للأمين :

مثال :

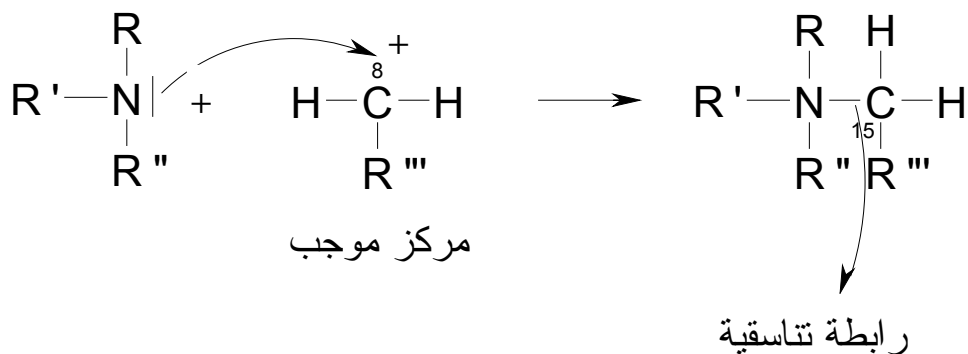


الأمنيات أكثر أساسية من الماء، لدى تسهيل محصورة سلوكا أساسيا :



## 2 - الخاصية النكروفيلية للأمينيات :

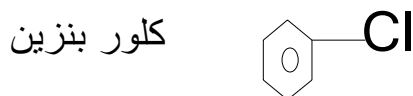
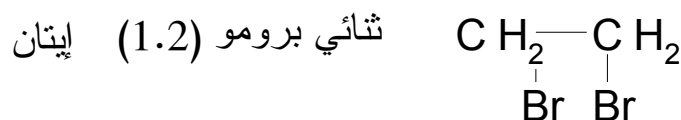
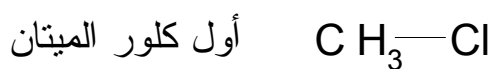
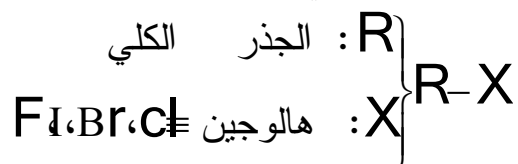
وجود الثنائية الإلكترونية الحرة في ذرة الآزوت تجعلها تجذب إليها كل المراكز الموجبة، نقول أنها محبة للأنوية تسمى هذه الخاصية بالنكوفيلية :



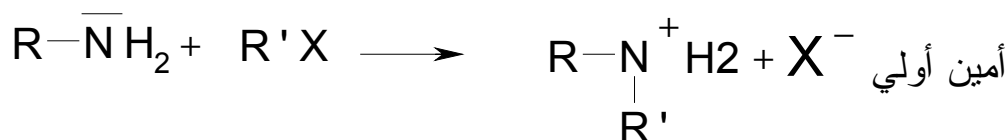
## 2 - 1 - التفاعل مع المشتقات الهالوجينية :

### 2 - 1 أ - المشتقات الهالوجينية :

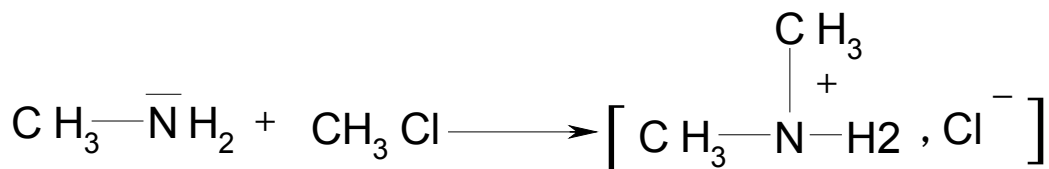
المشتق الهالوجيني مركب يحتوي جزيئه على الأقل على رابطة كربون - هالوجين - صيغة المشتق :



2 - 1 ب - التفاعل مع المشتقات الهالوجينية تتفاعل الأمينات مع المشتقات الهالوجينية وفق الخاصية النكولوفيلية :

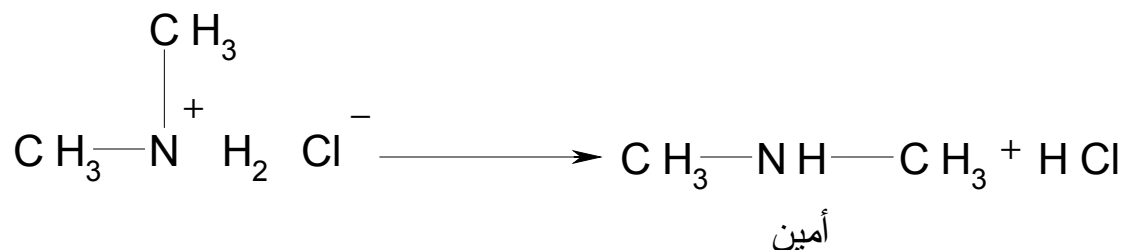


مثال :



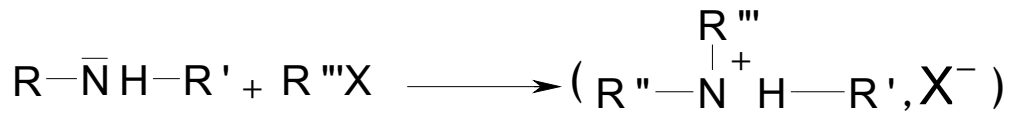
كلور (N,N) تنائي ميتيل أمونيوم

جسم غير ثابت يتفكك وفق المعادلة :

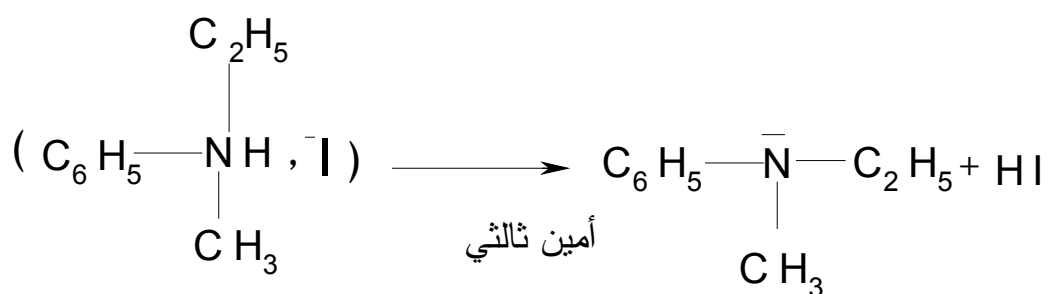
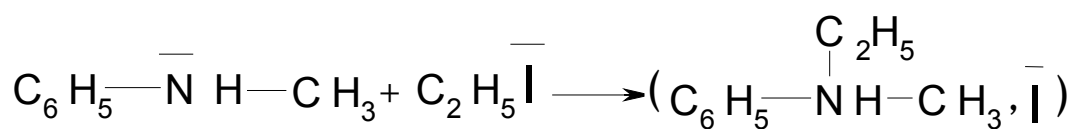


يدعى هذا التفاعل بتفاعل هوفمان

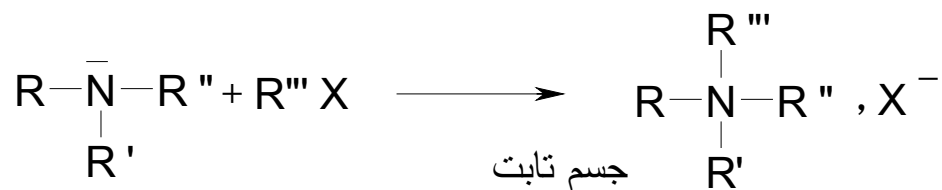
\* أمين ثانوي :



مثال :



\* أمين ثالثي :

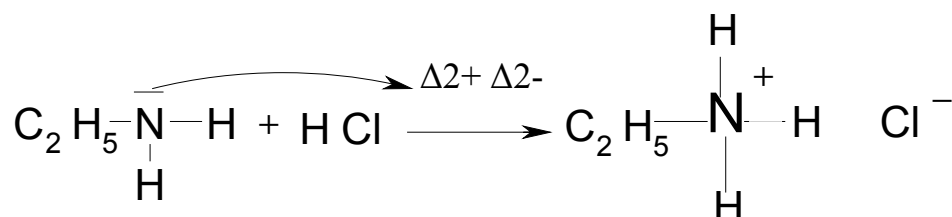


س1: من بين طرق تحضير الأمينات طريقة هو فمان، أذكر التفاعل التسلسلي لنشادر مع زيادة من يود الميثيل.

## 2 - 2 - التفاعل مع كلور الحمض :

يتفاعل الأمين مع كلور الحمض وفق الخاصية النكلوفيلية، تجذب ذرة الآزوت إليها بروتون الحمض.

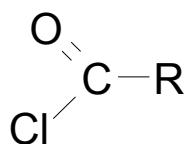
مثال :



س2 : أكتب معادلة تفاعل N ميثيل بروبيل أمين مع غاز كلور الهيدروجين مع تسمية المركب الناتج وأذكر الخاصية الموظفة في هذا التفاعل.

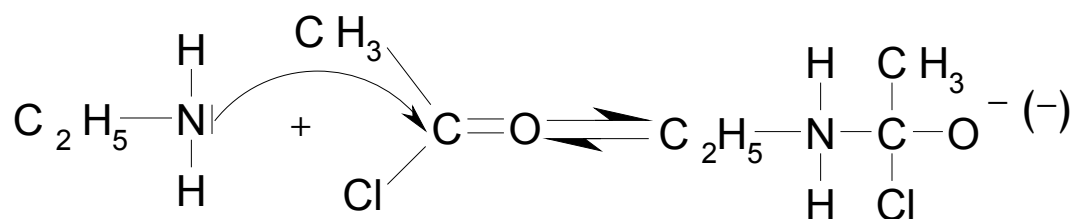
## 2 - 2 - أ تفاعل الأمينات مع كلوريدات الأسيل :

تتفاعل الأمينات الأولية والثانوية مع كلوريدات الأسيل .

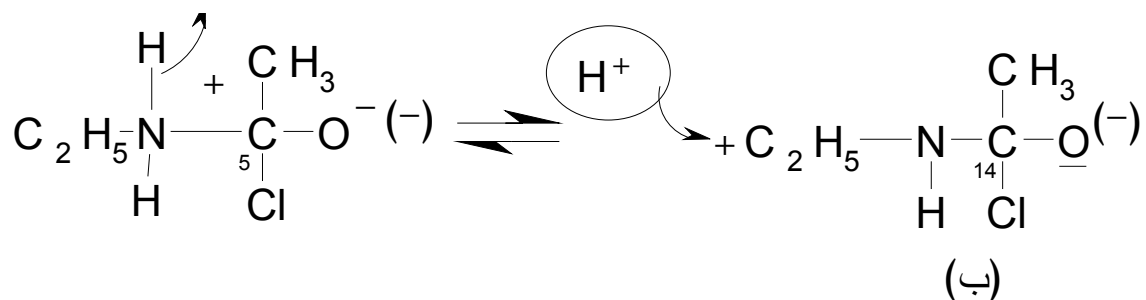


لتوضيح آلية مثل هذا التفاعل نورد مثالا لأمين أولي :

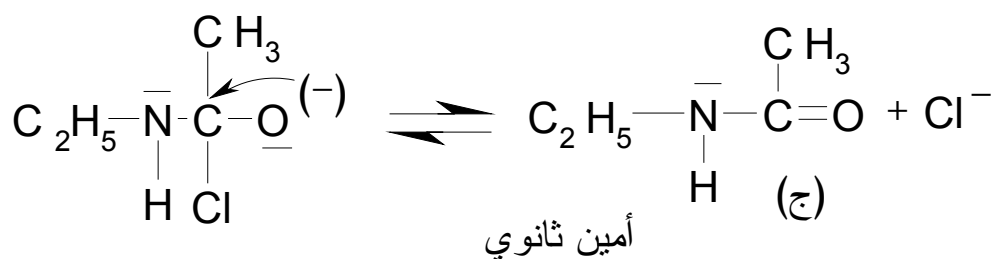
المرحلة الأولى :



المرحلة الثانية : يفقد المركب (٥) بروتونا  $[\text{H}^+]$



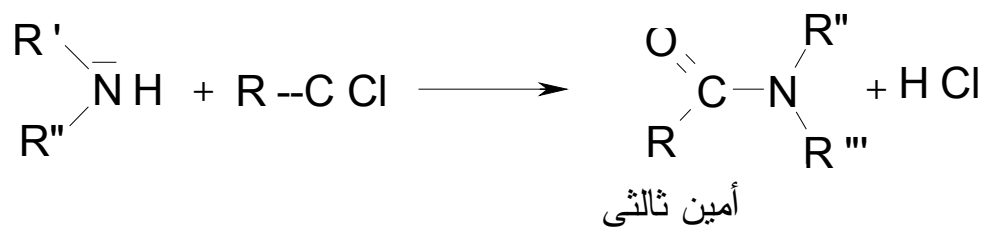
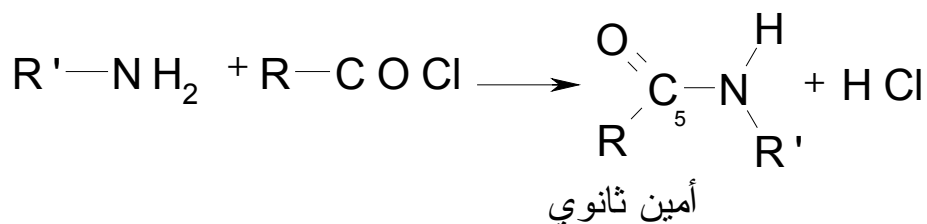
المرحلة الثالثة :



س 3 : وضح بالمعادلات آلية تفاعل النشارد مع كلور الأستيل

علما أن هذا التفاعل يقود إلى تشكيل أميد.

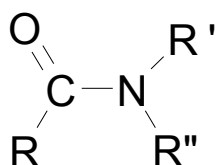
**نتيجة :** تتفاعل الأمينات الأولية والثانوية مع كلوريدات الأسيل معطية مركبات عضوية آزوتية تسمى الأميدات يمكن التعبير عن هذه التفاعلات بالمعادلتين :



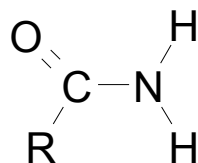
**ملاحظة :** لا يتفاعل كلور الأسيل مع الأمين الثالثي بحيث عند رجوع الثنائية الإلكترونية لذرة الأكسجين ( في المرحلة الثالثة) تغادر المجموعة  $R-\overline{N}-R''$  المركب بسهولة أكبر من شاردة الكلور ( $Cl^-$ )

## 2 - 2 - ب تعريف الأميدات :

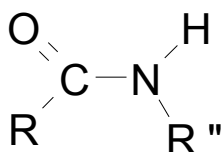
الأميدات مركبات تكون فيها مجموعة الأسيل  $R-\overset{\parallel}{C}-$  مرتبطة بذرة آزوت. الصيغة العامة للأميدات :



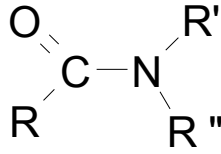
- إذا كان  $H \equiv R'' \equiv R'$  يكون الأميد أولي غير مستبدل.



- إذا كان  $H \equiv R'$  يكون الأميد ثانوي ( أحادي الاستبدال)



- إذا كان  $H \neq R'$  ،  $H \neq R''$  يكون الأميد ثنائي (ثنائي الاستبدال)

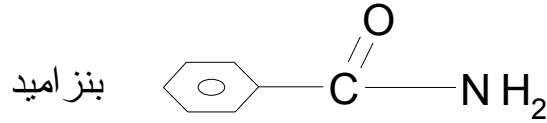
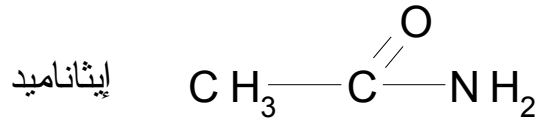
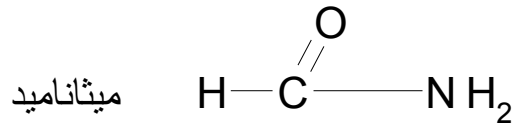


## 2 - 2 - تسمية الأميدات :

تسمى الأميدات الأولية بإسم الحمض الكربوكسيلي المقابل بحذف كلمة حمض واستبدال " ويك " بـ "

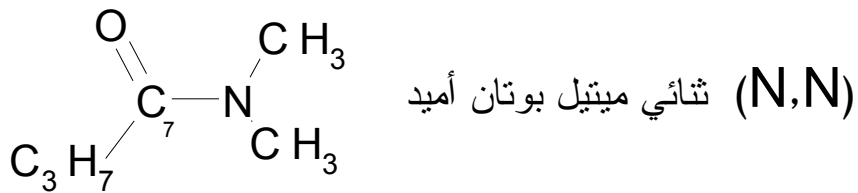
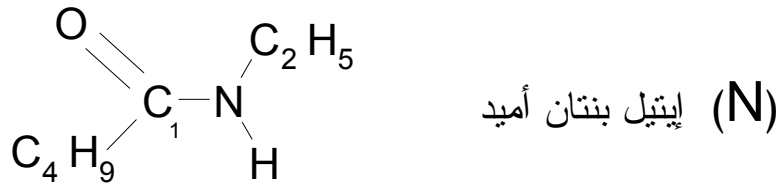
أميد"

أمثلة :

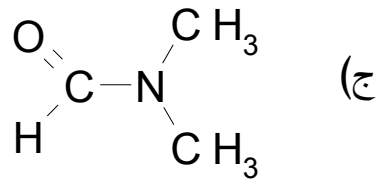
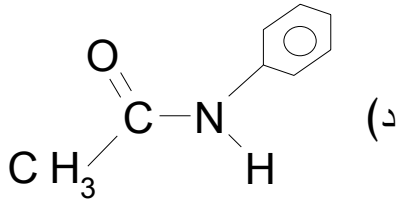
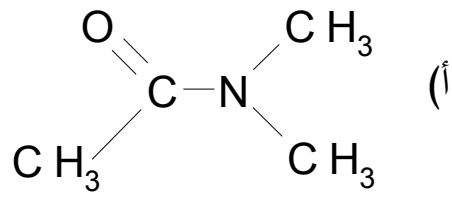
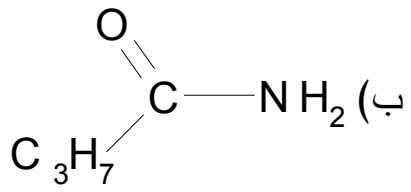


تسمى الأميدات الثانوية والثالثية إنطلاقاً من إسم الأميد الأولي بتسبيق إسم الأميد الغير مستبدل بـ (N) مع المجموعة المستبدلة بإسمها

أمثلة :



س4 : أذكر أسماء المركبات التالية وصنفها



### 3 – التمارين :

السؤال 1 : أكتب الصيغ المفصلة للمركبات التالية وصنفها :

أ - N إيثيل ، N ميثيل بوتيل أمين

ب - N ميثيل ، ميثيل 1 بروبيل أمين

ج - ميثيل 1 ، ميثيل 2 إيثيل أمين

د - بوتاناميد

هـ - N إيثيل بروبان أميد

و - بنزamide

السؤال 2 :

1 - الصيغة الجزيئية المجملة لأمين مشبع (أ) هي  $C_4H_{11}N$

(أ) إعط الصيغ المفصلة الممكنة مكثفياً بالأمينات الأولية والثالثة مع تسميتها.

(ب) أكتب معادلة كلور الأسيل عند تفاعله مع أمين أولي موضحاً آلية التفاعل. بين أن هذا التفاعل غير

ممكّن مع أمين ثالثي

إذا كان الأمين (أ) تتفاعل مع كلور الأسيل.

ما هو اسم هذا الأمين

(2) إذا كان الأمين يتفاعل بالمقابل مع يود الإيثان في محلول من الإيثانول

أ - أكتب معادلة التفاعل (موضحاً آليته) ثم أذكر اسم المركب الناتج.

ب - ماهي الخاصية المميزة للأمينات التي يبرزها هذا التفاعل. أذكر اسم نوع التفاعل.

السؤال 3 : تذيب 2.5 غ من أمين أولي صيغته الجزيئية المجملة  $C_2H_7N$  في الماء المقطر فنحصل

على محلول حجمه 250 سم<sup>3</sup>

أ - عين التركيز المولي الحجمي للمحلول.

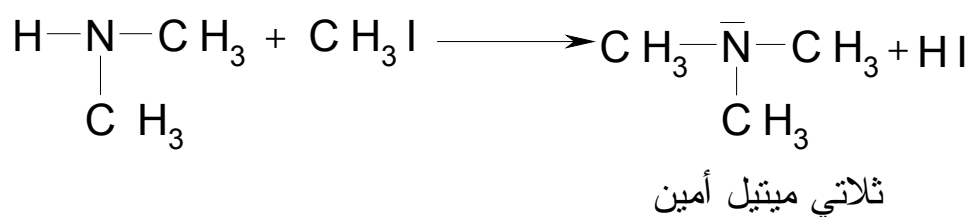
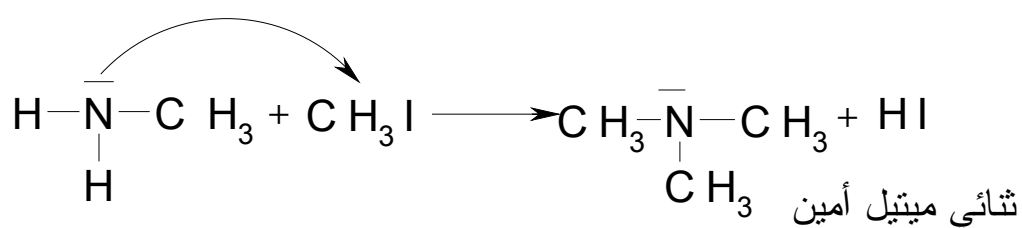
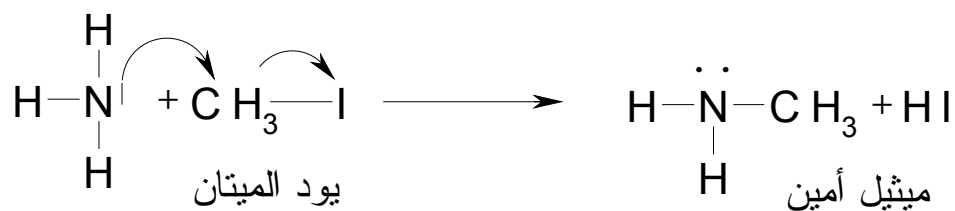
ب - أكتب معادلة تفاعل انحلال هذا الأمين في الماء

ج - نعامل الميز السابق بكلور الأسيتيل، أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الحادث، ثم أكتب الصيغة

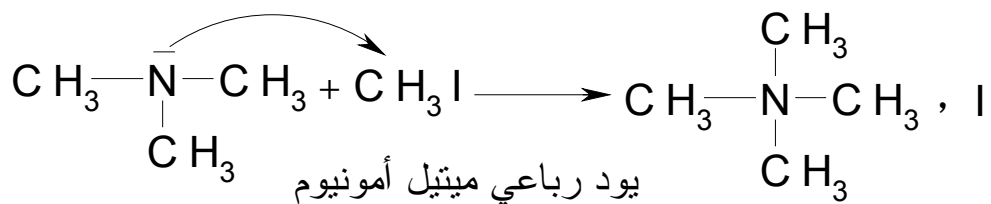
المفصلة والوظيفة الكيميائية للمركب الناتج.

#### 4 - أجوبة أسئلة الدرس :

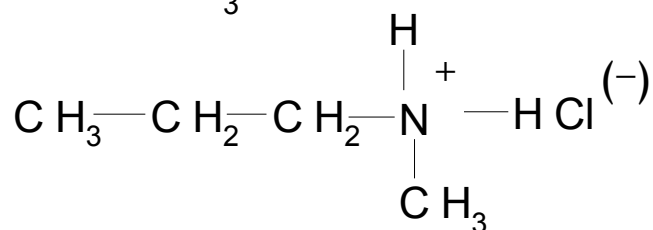
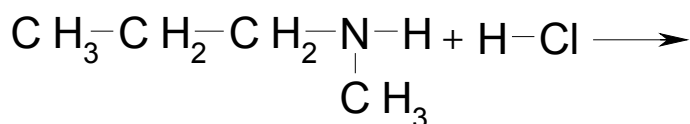
ج 1 :



ويتفاعل الأمين الثالثي مع المشتق، الهالوجيني (يود الميثان) معطي ملح أمونيوم وفق:

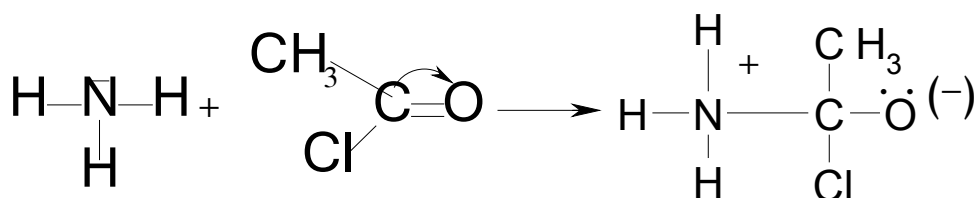


ج 2)

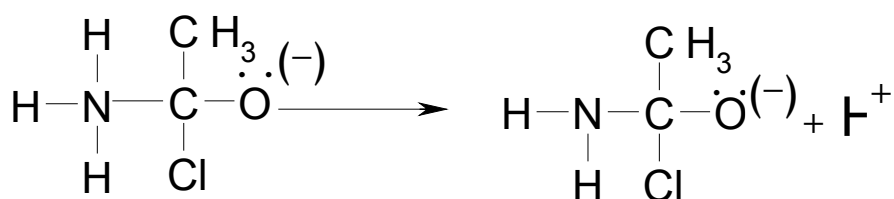


كلور N ميثيل بروبييل أمونيوم  
( الخاصية النكليوفيلية )

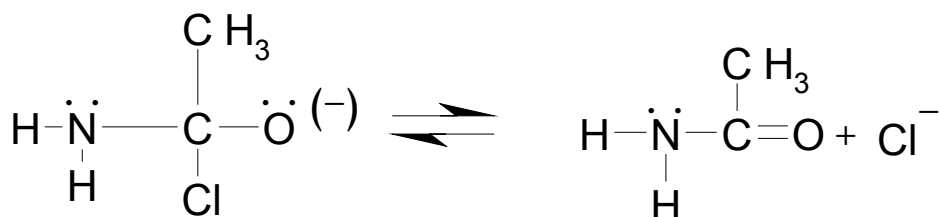
ج 3 : المرحلة الأولى :



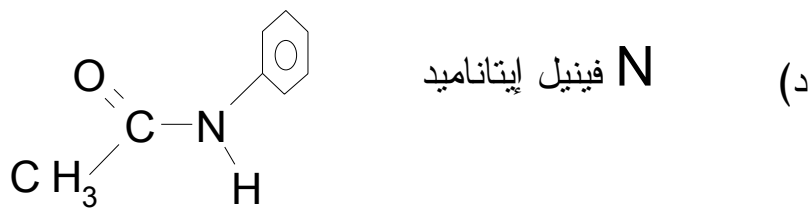
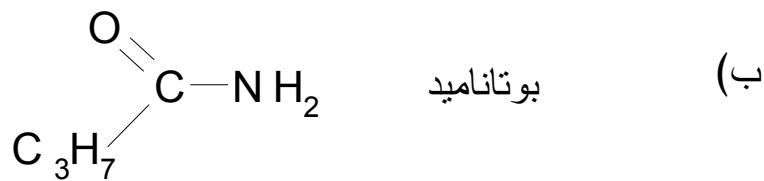
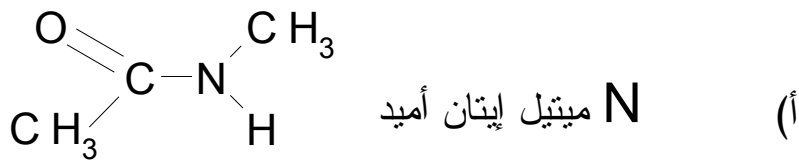
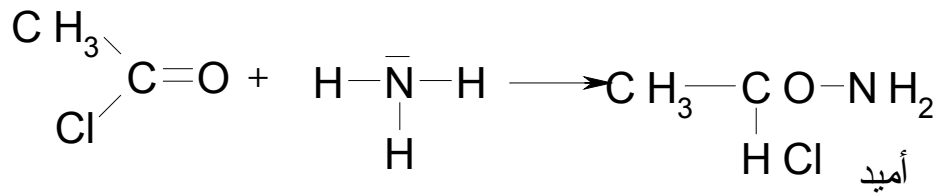
- المرحلة الثانية :



المرحلة الثالثة:

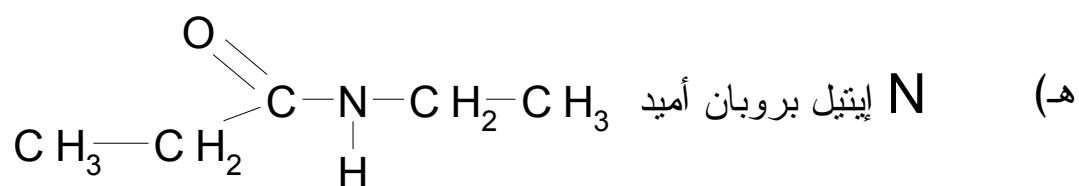
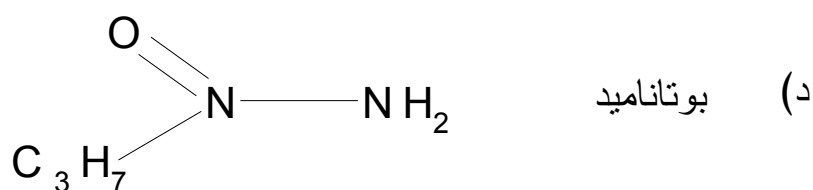
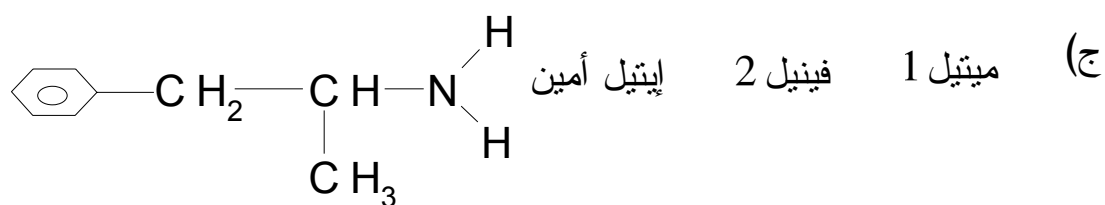
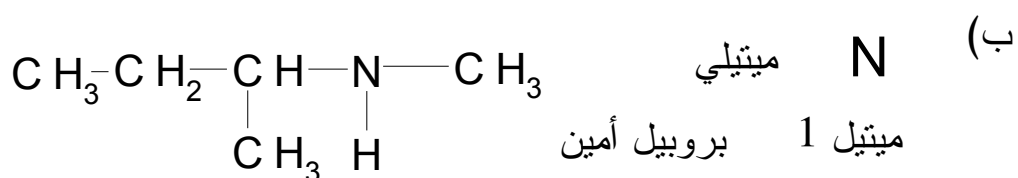
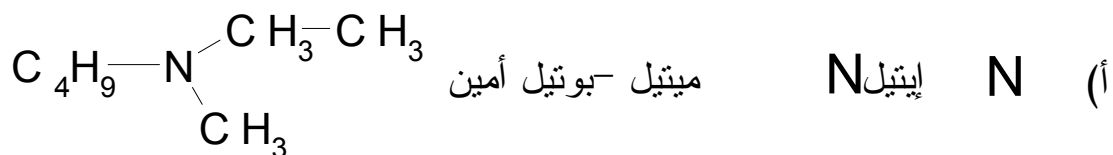


وينتج من البروتون  $H^+$  غاز كلور الهيدروجين HCL حسب المعادلة الإجمالية :



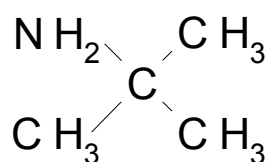
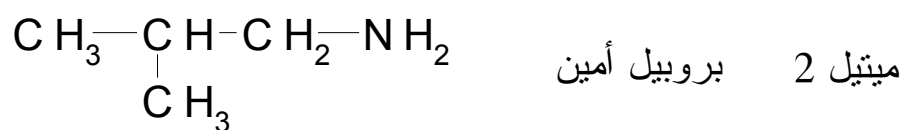
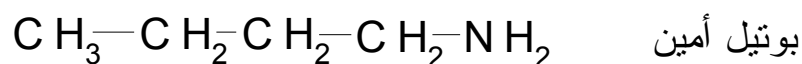
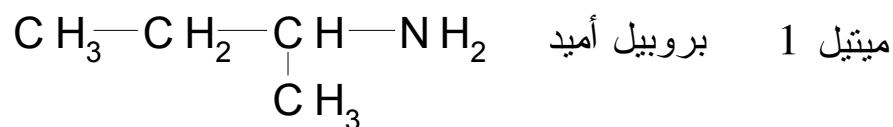
## 5- حلول التمارين :

الجواب 1 :



الجواب 2 :

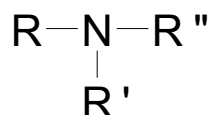
أ) الصيغة العامة للأمين أولي  $R-NH_2$  حيث وعليه فالصيغ المفصلة الممكنة له :



ثنائي ميثيل (1.1)

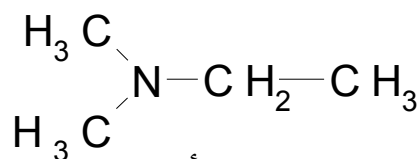
إيتيل أمين

الصيغة العامة للأمين الثالثي :



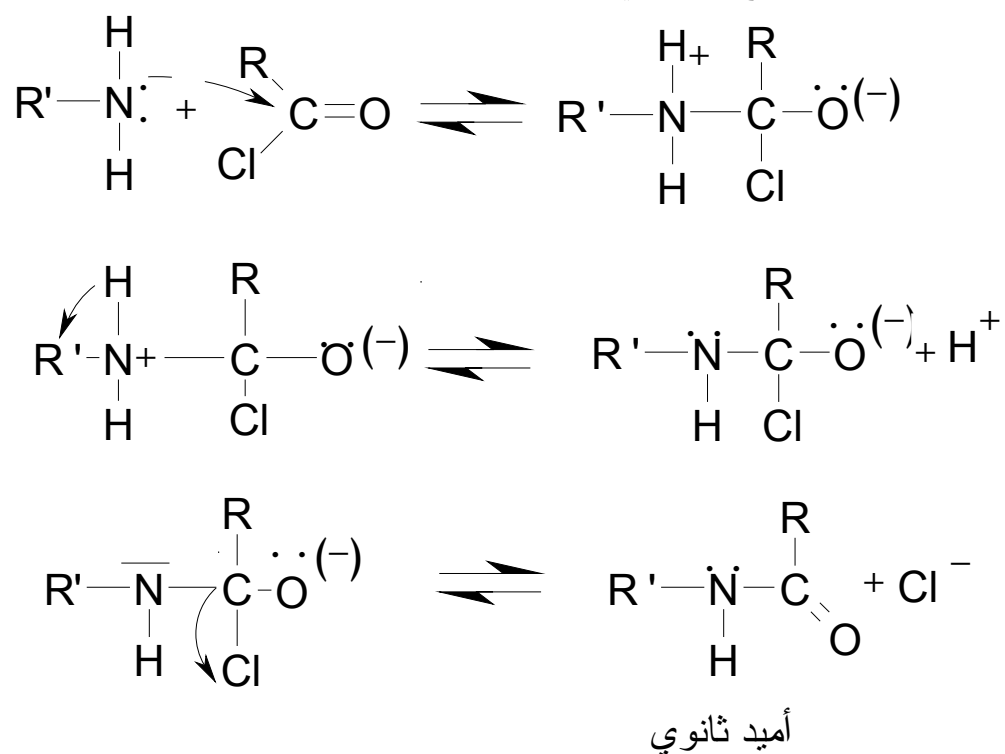
ومنه الصيغة المفصلة الممكنة

هي :

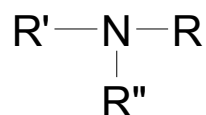


(N,N) ثنائي ميثيل إيتيل أمين

(ب) آلية تفاعل كلور الأسيل مع أمين أولي

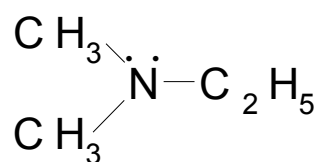


بينما لا يتفاعل كلور الأسيل مع أمين ثالثي نه عند رجوع الثنائية الإلكترونية لذرة الأكسجين تغادر المجموعة المركب

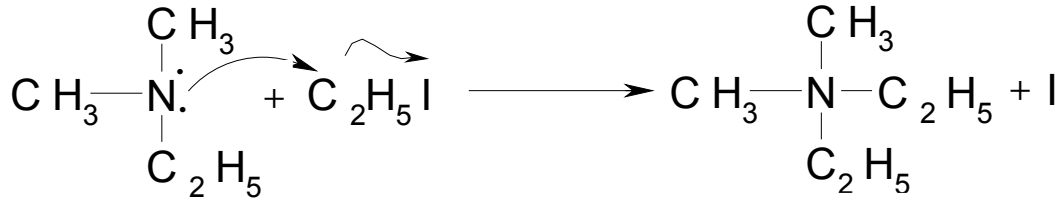


بسهولة أكبر من  $\text{Cl}^-$

ومنه الأمين الوحيد المحمل هو :



(2 - أ)



يود ثنائي إيثيل -ثنائي ميثيل أمونيوم

ب) سمي هذا التفاعل بتفاعل هوفمان وهو يبرز الخاصية النكلوفيلية للأمينيات.

الجواب 3 : 1/ م = 14 + 1 × 7 + 2 × 12 = 45 غ/مول.

عدد مولات المركب أ :

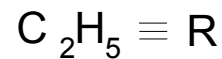
$$\text{ع} = \frac{\text{ك}}{\text{ع}} = \frac{2.5}{45} = 0.055 \text{ مول}$$

التركيز المولي الحجمي :

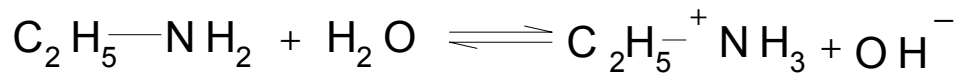
$$\text{ت} = \frac{\text{ح}}{\text{ع}} = \frac{0.055}{\frac{10 \times 250}{10^{-3}}}$$

$$\text{ت} = 0.222 \text{ مول / ل}$$

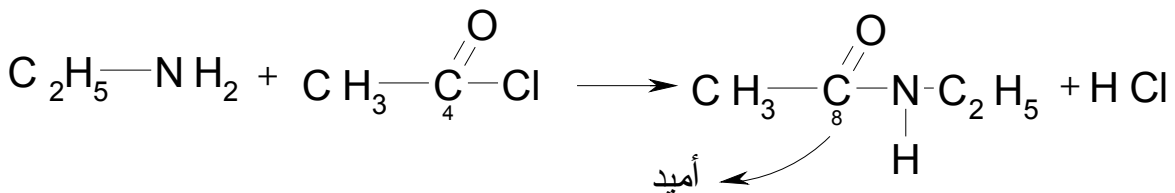
2/ في المحلول المائي للأمين يحدث تشرد :



و منه:



تفاعل كلور الأسيتيل مع الإيثيل أمين :



## التوازن الكيميائي

أهداف الدرس : - مفهوم التوازن الكيميائي - العوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي  
المدة اللازمة للدراسة : ساعتين  
الدرس الذي ينبغي مراجعته : الأسترة - إِمَاهة الأستر  
المراجع الخاصة بالدرس : - كتب في الكيمياء العامة  
- كتب في كيمياء المحاليل

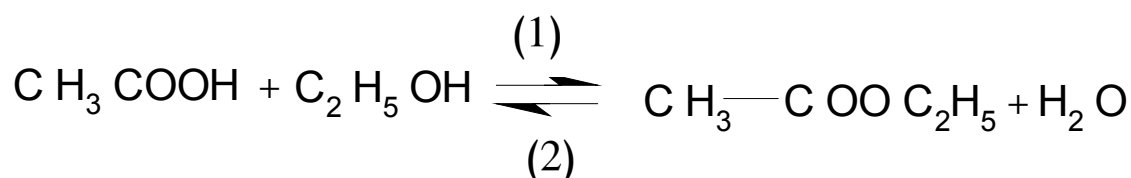
## تصميم الدرس

### تمهيد

- 1 - التوازن الكيميائي
- 2 - قانون فعل الكتلة
- 3 - العوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي
- 4 - التمارين
- 5 - أجوبة أسئلة الدرس
- 6 - حلول التمارين

## تمهيد :

خلال دراسة تفاعلي الأسترة والإماهة لمزيج مؤلف من 1 مول من حمض الخل  $\text{CH}_3\text{COOH}$  و 1 مول من الإيثانول  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  في تفاعل الأسترة أو لمزيج مؤلف من 1 مول من خلات الإيثيل  $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$  و 1 مول من الماء  $\text{H}_2\text{O}$  يعبر عن هذين التفاعلين بالمعادلة :



إن كلا من التفاعلين ( أسترة وإماهة أستر ) يقودان في النهاية إلى تواجد أربعة أجسام بنسب معينة :

0.67 مول من خلات الإيثيل  $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$

0.67 مول من الماء  $\text{H}_2\text{O}$

0.33 مول من الإيثانول  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

0.33 مول من حمض الخل  $\text{CH}_3\text{COOH}$

هذه المقادير تبقى ثابتة، فما يبدو ظاهرا أن التفاعلين قد توقف، لكن في الحقيقة يستمر التفاعلين في الاتجاهين (1)، (2) بسرعة ظهور الأجسام في الاتجاه (1) تساوي سرعة ظهور الأجسام في الاتجاه (2)

## 1 – التوازن الكيميائي :

### 1 – 1 – مفهوم التوازن الكيميائي :

كل مزيج لمركبات كيميائية ذو مكونات ثابتة المقادير خلال الزمن بعد تفاعل كيميائي محدود نقول أننا في حالة توازن كيميائي.

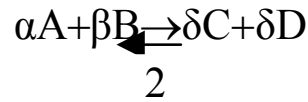
### 1 – 2 – استقرار التوازن الكيميائي :

إذا لم يؤثر على الجملة الكيميائية المتوازنة أي وسط خارجي تكون عندئذ في حالة توازن كيميائي مستقر.

يكون تأثير الوسط الخارجي بإضافة كمية من أحد مكونات المزيج أو أكثر أو إنقاص كمية من هذه المكونات.

## 2 - قانون فعل الكتلة :

التعبير عن القانون بدلالة التراكيز المولية لتكن جملة كيميائية في حالة توازن كيميائي



فإن التجربة تبين أن التراكيز المولية لمكونات المزيج في حالة التوازن تحقق العلاقة :

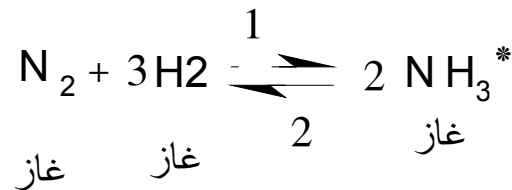
$$\frac{[D]^{\delta} [C]^{\delta}}{[B]^{\beta} [A]^{\alpha}} = K_c$$

[A] : التركيز المولي للحجم A بالمول/ل

[D] : التركيز المولي للحجم D بالمول/ل

Kc: ثابت التوازن للتفاعل الكيميائي وهو يتغير بتغير درجة الحرارة.

تتطبق قانون فعل الكتلة على كل الجمل الكيميائية المتجانسة سائلة أو غازية  
أمثلة :

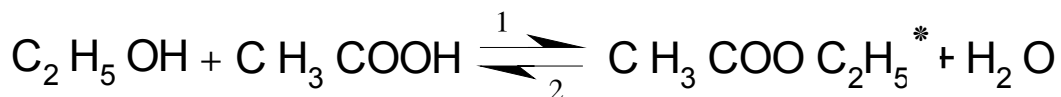


جملة غازية متجانسة

ثابت التوازن للجملة :

$$\frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = K_c$$

معادلة التفاعل



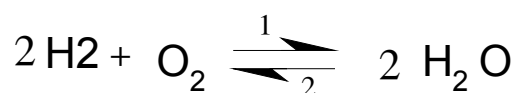
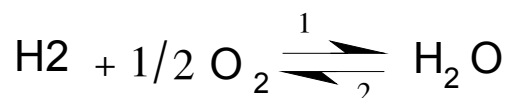
جملة متجانسة في الحالة السائلة

ثابت التوازن لهذه الحملة

$$\frac{[H_2O][CH_3COOC_2H_5]}{[CH_3COOH][C_2H_5OH]} = K_c$$

س1: قارن بين الثوابت :  $k''c, K'c, Kc$

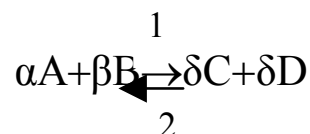
للتوازنات التالية :



### 3 – العوامل المؤثرة في التوازن الكيميائي :

#### 3 – 1 – تأثير درجة الحرارة :

لتكن الجملة الكيميائية الممثلة بالتفاعل



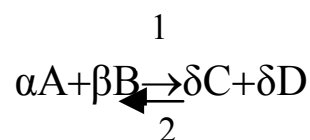
الجملة في حالة توازن مستقر عندما ترفع درجة المزيغ نتيجة التفاعل في الإتجاه الماص للحرارة، وعندما تخفض درجة حرارة المزيغ نتيجة التفاعل بالإتجاه الذي ينشر الحرارة - مبدأ لوشاتولي

**ملاحظة :**

إذا كان التفاعل لا حراري لا يمكن إزاحة التوازن الكيميائي لتأثير درجة الحرارة.

#### 3 – 2 – تأثير التراكيز المولية :

لتكن جملة كيميائية مقرا للتفاعل العكوس :



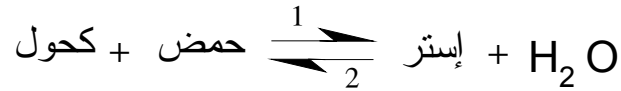
عند التوازن لدينا :

$$\frac{[D]^\delta \times [C]^\delta}{[B]^\beta [A]^\alpha} = K_c$$

عند إضافة أو نزع جسم من مكونات المزيج عند التوازن فإن تركيزه المولي يتغير لكي يبقى  $K_c$  ثابت يتجه التفاعل إلى الإتجاه الذي يعيد  $K_c$  إلى قيمته الأولى.

أ – بزيادة تركيز أحد المتفاعلات :

مثال : لزيادة مردود تفاعل الأستر مع الماء يمكننا تحقيق التفاعل بزيادة من الماء :



$$K_c = \frac{[\text{الماء}][\text{الأستر}]}{[\text{الحمض}][\text{الكحول}]} \text{ يبقى ثابت.}$$

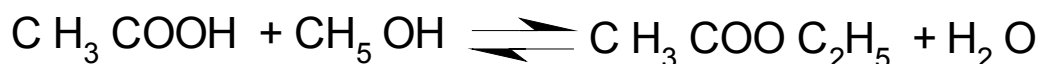
عند رفع تركيز الماء فإن  $K_c$  يرتفع وكي يعود إلى قيمته يجب أن تنقص تراكيز الأقسام الموجودة في البسط، يصبح التفاعل الغالب هو الذي ينقص تركيز فيكون التفاعل الغالب هو تفاعل الإماهة (الإتجاه 2).

ب) نزع أحد المتفاعلات :

مثال : نزع الحمض في تفاعل إماهة استر ينقص من التراكيز المولية لأجسام المقام حتى يبقى  $K_c$  ثابت تنخفض تراكيز أجسام البسط والتفاعل الغالب هو تفاعل الإماهة.

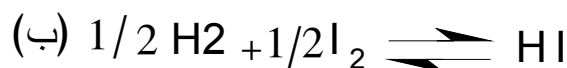
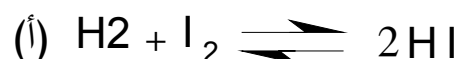
#### 4 – التمارين :

س1 : أحسب ثابت التوازن Kc لتفاعل حمض الخل مع الإيثانول، إذا كان لدينا في البداية 1مول من حمض الخل و 1مول إيثانول وبقي لدينا عند التوازن الكيميائي 20.4 غ من حمض الخل بدون تفاعل.  
س2 : تمزج 10 غ من حمض الإيثانويل مع 10 غ من الماء و 10 غ من الإيثانول فيحدث التفاعل :



ما هو تركيب المزيج عند نقطة التوازن علما أنه في تجربة سابقة تبين أنه إذا مزجنا 1مول من الماء مع 1مول من إيثانوات الإيثيل لا يبقى في النهاية سوى 0.67 مول من الماء.  
2- ماهي حالة التوازن التي ينزاح نحوها مزيج مكون من 1 مول من حمض الإيثانويك و 2 مول من الإيثانول، 0.80 مول من إيثانوات الإيثيل و 20 مول من الماء.

س3 : 1- عبر عن الثابتين Kc ، Kc' للتوازنين

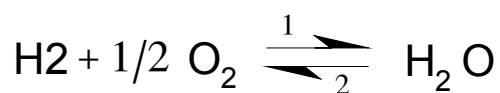


2- أحسب ثابت التوازن Kc للتفاعل (أ) علما أنه لدينا في البداية 4 غ هيدروجين، 254 غ من اليود، حيث أنه عندما يبلغ التفاعل حده النهائي تبقى كتلة من اليود قدرها 20.32 غ  
4 : 1 غ/مول ، I = 127 غ/مول.

## 5 – أجوبة أسئلة الدرس :

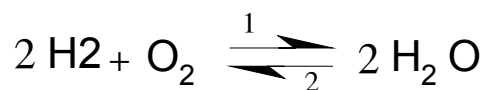
الجواب 1 :

(أ)



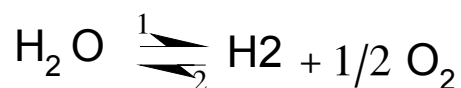
$$\frac{[\text{H}_2\text{O}]}{\frac{1}{2}[\text{O}_2][\text{H}_2]} = K_c$$

(ب)



$$\frac{2[\text{H}_2\text{O}]}{2[\text{H}_2][\text{O}_2]} = K'_c$$

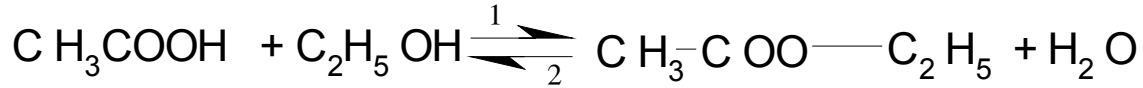
(ج)



$$\frac{\frac{1}{2}[\text{O}_2][\text{H}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]} = K''_c$$

## 6 - حلول التمارين:

الجواب 1 : يحدث التفاعل وفق المعادلة :



عند التوازن :

$$\text{عدد مولات الحمض المتبقي} = \frac{20.4}{60} = 0.34 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات المختفية} = 1 - \frac{39.6}{60} = 0.66 \text{ مول}$$

ويكون التركيب المزيج عندئذ :

عدد مولات الإستر المتشكلة = عدد مولات الحمض المتبقية = 0.66 مول.

عدد مولات الماء المتشكلة = 0.66 مول

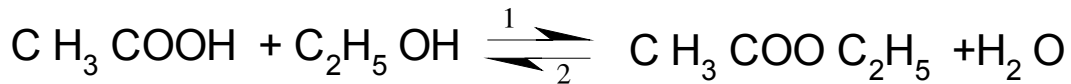
عدد مولات الحمض المتبقية = 0.34 مول

عدد مولات الكحول المتبقية = 0.34 مول

$$\frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}][\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_c$$

$$3.76 = \frac{\frac{0.66}{\text{ح}} \cdot \frac{0.66}{\text{ح}}}{\frac{0.34}{\text{ح}} \cdot \frac{0.34}{\text{ح}}} = K_c$$

لدراسة المزيج نتناول تفاعل الأسترة



ثابت توازنه :

$$\frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}][\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_c$$

التجربة المشار إليها في التمرين يمكننا من حساب قيمة  $K_c$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ مول أستر} \\ 1 \text{ مول ماء} \end{array} \right\} \text{الحالة الابتدائية}$$

إذا كان عدد مولات الأستر والماء المختفيين هو (س) مول.

$$\left. \begin{array}{l} (1-s) \text{ مول من الأستر} \\ (1-s) \text{ مول من الماء} \\ s \text{ مول من الحمض} \\ s \text{ ول من الكحول} \end{array} \right\} \text{لدينا عند التوازن :}$$

علما أن س = 0.67 مول (كحول أولي)، يمكن تلخيص نتائج الدراسة في الجدول :

| الكحول | الحمض | الماء | الأستر |                   |
|--------|-------|-------|--------|-------------------|
| 0      | 0     | 1     | 1      | الحالة الابتدائية |
| 0.33   | 0.33  | 0.67  | 0.67   | حالة التوازن      |

$$4.12 = \frac{0.67 \cdot 0.67}{0.33 \cdot 0.33} = K_c$$

باستعمال قيمة  $K_c$  يمكننا حل السؤال الأول  
الحالة الابتدائية :

$$\text{عدد مولات الحمض : } 0.167 = \frac{10}{60} = \frac{10}{\text{C}_2\text{COOH}_\text{م}}$$

$$\text{عدد مولات الكحول : } 0.217 = \frac{10}{46}$$

$$\text{عدد مولات الماء : } 0.555 = \frac{10}{18}$$

نفرض أن تشكل (ع) مول من الأستر نتحصل على الجدول التالي :

| الكحول | الحمض | الماء | الأستر |                   |
|--------|-------|-------|--------|-------------------|
| 0.217  | 0.167 | 0.555 | 0      | الحالة الابتدائية |

|         |   |          |           |          |
|---------|---|----------|-----------|----------|
| التوازن | ع | ع + 0.55 | ع - 0.167 | ع - 0.47 |
|---------|---|----------|-----------|----------|

وذلك في وسط ما حجمه ح :

$$4.12 = \frac{\frac{ع + 0.555}{ح} \cdot \frac{ع}{ح}}{\frac{ع - 0.167}{ح} \cdot \frac{ع - 0.217}{ح}}$$

$$0 = 0.15 + ع - 3.12 ع^2$$

المعادلة من الدرجة الثانية تقبل حلين ع = 0.606 مول ، ع = 0.079 مول

ع = 0.606 مرفوض

لأنه مثلاً لدينا عدد مولات الحمض عند التوازن ( 0.606 - 0.167 ) > 0  
يقبل الجذر الثاني ع = 0.079 مول.

مكونات المزيج عند التوازن :

0.079 مول أستر ، 0.634 مول من الماء

0.088 مول من الحمض ، 0.138 مول من الكحول

بالنسبة للمزيج الأخير نطبق نفس الطريقة

| الكحول | الحمض | الماء  | الأستر  |                   |
|--------|-------|--------|---------|-------------------|
| 2      | 1     | 20     | 0.80    | الحالة الابتدائية |
| 2 - ص  | 1 - ص | 20 + ص | 0.8 + ص | حالة التوازن      |

$$4.12 = \frac{\frac{(0.80 + ص)(20 + ص)}{ح} \cdot \frac{ص}{ح}}{\frac{(1 - ص)(2 - ص)}{ح} \cdot \frac{ص}{ح}} = K_c$$

$$0 = 7.76 - 33.16 ص + 3.12 ص^2$$

المعادلة تقبل حلان هما ص<sub>1</sub> = 10.86 مول ( ص<sub>1</sub> مرفوض )

ص<sub>2</sub> = - 0.23 مول

تصبح حالة التوازن :

1 - ( 0.23 - ) = 1.23 مول من الحمض

2 - ( 0.23 - ) = 2.29 مول من الكحول

20 - 0.23 = 19.8 مول من الماء

$$0.80 - 0.23 = 0.57 \text{ مول من الأستر}$$

التفاعل إمارة

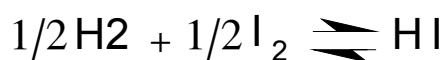
**ملاحظة :** إذا كان الجذر الموافق لحل المعادلة سالبا فهذا يعني ن الجملة تطورات في الإتجاه المعادلة للإتجاه المتوقع.

الجواب 3 : أ -



$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = K_c$$

ب -



$$\frac{[\text{HI}]}{[\text{H}_2]^{1/2} [\text{I}_2]^{1/2}} = K'_c$$

$$K_c = K'_c \text{ و منه } K'_c = K_c^{1/2}$$

(2)



عدد مولات HI المتشطرة = عدد مولات I<sub>2</sub> المختفية.

إذا كان من عدد مولات المتبقية فإن عدد مولات I<sub>2</sub> اليود المختفية (2 - س)

عدد مولات اليود المتبقية عند التوازن

عدد مولات اليود المختفية : 2 - 0.16 = 1.84 مول

| HI   | I <sub>2</sub> | H <sub>2</sub> |                   |
|------|----------------|----------------|-------------------|
| 0    | 2              | 2              | الحالة الابتدائية |
| 1.84 | 0.16           | 0.16           | حالة التوازن      |

$$132.3 = \frac{(1.84)^2}{0.16 \cdot 0.16} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = K_c$$

## المحاليل المائية الشاردية

أهداف الدرس : التعرف على الناقلية الضعيفة للماء ، - الجداء الشاردي للماء ، - إدراك مفهوم PH

المدة اللازمة للدراسة : ساعتين

الدروس التي ينبغي مراجعتها : الأحماض والأسس كتاب السنة 2 ثانوي

المراجع الخاصة بالدرس : كتب في كيمياء المحاليل ، كتب الكيمياء السنة الثالثة ثانوي.

### تصميم الدرس

1 - تمهيد

2 - التوازن الشاردي للماء

3 - مفهوم PH ( PH المحاليل المائية)

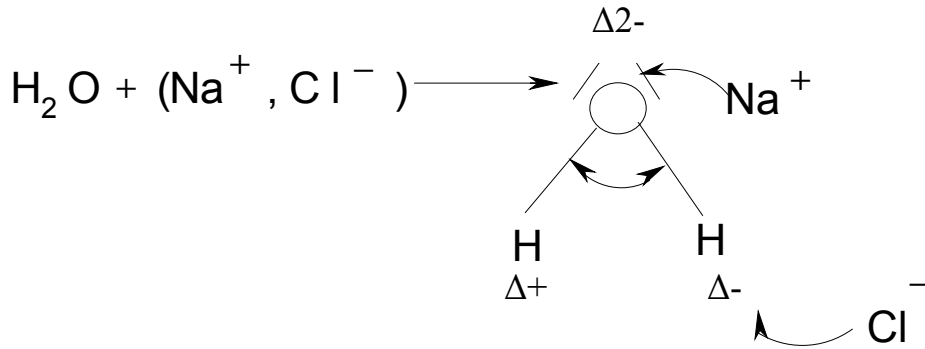
4 - الخلاصة

## 1 - تمهيد :

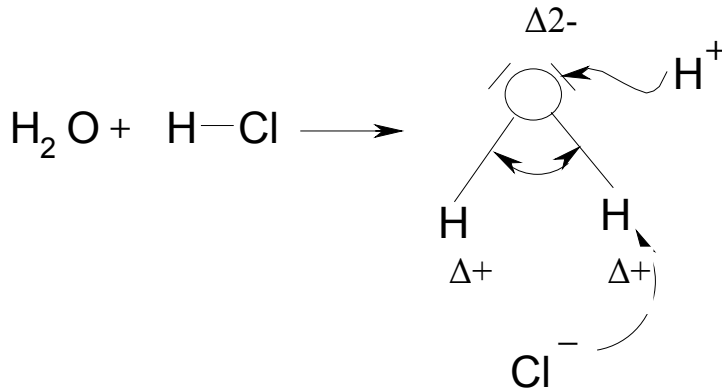
### 1 - 1 - المحلول المائي :

الماء مذيب جيد لعدة مركبات كيميائية، الجسم المذاب مع الماء يشكل مما ندعوه المحلول المائي، جزيئات الماء المستقطبة تحيط بالمركب المذاب فتفككه إلى شوارد .  
أمثلة :

\* الملح في الماء



\* كلور الهيدروجين في الماء



### 1 - 2 التركيز المولي ( المولارية ) التركيز الكتلي :

التركيز المولي لمحلول مائي من مادة ما يمثل عدد مولات المذاب على حجم المحلول.  
(نقبل أن حجم المحلول = حجم المذيب)

$$\text{تا} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول}} = \frac{\text{ن}}{\text{مول/ل ح}}$$

التركيز الغرامي (الكتلي)  
كتلة المذاب على حجم المحلول

$$ت' = \frac{ك}{ح} = \frac{ن \cdot م}{ح} \text{ غ/ل}$$

ك : كتلة المذاب (غ) ، ح حجم المحلول (ل)

ن : عدد مولات المذاب ، م : الكتلة المولية الجزيئية للمركب (غ).

مثال : نذيب 3.65 غ من كلور الهيدروجين في الماء فنحصل على محلول مائي.

أحسب التركيز المولي للمحلول وكذا التركيز الغرامي إذا كان حجم المذيب 100 سم<sup>3</sup>

التركيز المولي :

$$ت = \frac{3.65}{36.5} = 10^{-3} \text{ مول / ل}$$

$$\cdot 10.100$$

$$ت = 1 \text{ مول/ل}$$

التركيز الغرامي :

$$ت' = \frac{3.65}{}$$

-3

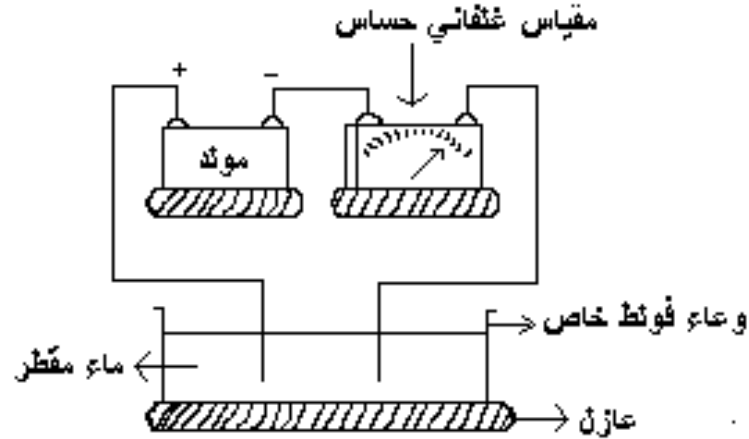
$$10 \cdot 100$$

$$ت' = 36.5 \text{ غ / ل}$$

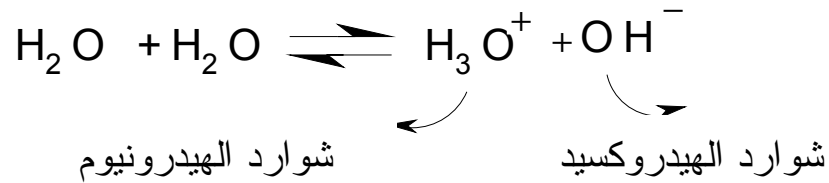
## 2 – التوازن الشاردي للماء:

### 2 – 1 – تشرد الماء :

المقياس الغلفاني ينحرف قليلا مؤشر لمرور تيار كهربائي ضعيف مما يدل على وجود عدد قليل من الشوارد الناقلة للتيار في المحلول (الماء).



الشوارد هذه ناتجة عن تفكك الماء وفق :



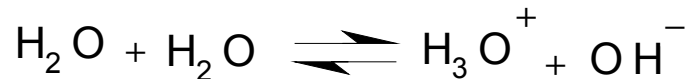
التفاعل (1) غير تام :

$$10^{-7} \text{ مول/ل} = [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

(في الدرجة 25°م تحت الضغط الجوي)

### 2 – 2 – الجداء الشاردي للماء :

تشرد الماء توازن كيميائي :



$$\begin{aligned} \left[ \text{OH}^- \right] \cdot \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right] &= \underbrace{2 \left[ \text{H}_2\text{O} \right]}_{K_c} \cdot K_c \leftarrow \frac{\left[ \text{OH}^- \right] \cdot \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]}{2 \left[ \text{H}_2\text{O} \right]} = K_c \\ 10^{-7} \cdot 10^{-7} &= \left[ \text{OH}^- \right] \cdot \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right] = K_c \end{aligned}$$

و منه نجد:

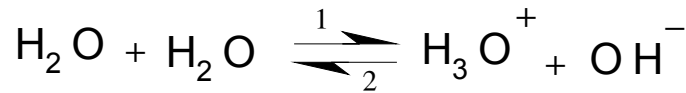
$$10^{-14} = K_c \text{ في الدرجة } 25^\circ \text{م}$$

$K_c$  الجداء الشاردي للماء ثابت في درجة حرارية ثابتة في كل المحاليل المائية

## 2 - 3 - إزاحة التوازن الكيميائي ( التوازن الشاردي )

### 2 - 3 - أ : بإضافة حمض

الحمض يرفع من تركيز شوارد الهيدرونيوم في المحلول المائي :



$$\frac{\left[ \text{OH}^- \right] \cdot \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]}{2 \left[ \text{H}_2\text{O} \right]} = \text{ثابت} = K_c$$

عندما يزداد تركيز  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  ، التركيز  $[\text{H}_2\text{O}]$  يرتفع كي تبقى  $K_c$  ثابت ينزاح التفاعل بالإتجاه (2).  
(مبدأ لوشاتولييه)

### 2 - 3 - ب بإضافة أساس (قاعدة)

عند إضافة القاعدة تزداد شوارد الهيدروكسيد  $[\text{OH}^-]$  لكي يبقى  $K_c$  ثابت يزداد تركيز الماء  $[\text{H}_2\text{O}]$  ينزاح التفاعل بالجهة (2)

### 2 - 3 - ج : تغير درجة الحرارة :

عند رفع درجة الحرارة يزداد  $K_c$  التفاعل لينزاح بالإتجاه (1).  
عند تخفيض درجة الحرارة ينقص  $K_c$  ، لتفاعل ينزاح بالإتجاه (2)  
الإتجاه (1) ماص للحرارة والإتجاه (2) ناشر للحرارة.

### 3 - مفهوم PH:

PH محلول مائي يعبر عن تركيز شوارد الهيدرونيوم في المحلول، عبارته :

$$pH = -\lg [H_3O^+]$$

ومنه :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

مثال : محلول لحمض كلور الماء تركيزه الولي 0.01 مول/ل. ماهو PH المحلول

$$pH = -\lg 10^{-2} = 2 \text{ بحيث: } [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ مول/ل}$$

### 3 - 1 - قياس PH

يقاس pH بإستعمال pH متر كمقياس دقيق، الكواشف الملونة وورق PH الذي يأخذ لون معين موافق لقيمة معينة لـ PH المحلول

### 3 - 2 - PH محلول مائي :

\*المحلول المتعادل فيه :  $[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-7}$  مول/ل

$$pH = -\lg [H_3O^+] = -\lg 10^{-7} = 7$$

\*المحلول الحمضي :  $[H_3O^+] > 10^{-7}$  مول/ل

$$-\lg [H_3O^+] < -\lg 10^{-7}$$

$$pH < 7$$

المحلول الأساسي :

$$[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ مول/ل}$$

$$-\lg [H_3O^+] > -\lg 10^{-7}$$

$$pH > 7$$

#### 4 - الخلاصة :

ناقلية الماء للكهرباء ضعيفة كون تشارد الماء ضعيف في الدرجة 25°م

$$10^{-7} = [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ مول/ل}$$

الجداء الشاردي للماء في نفس الدرجة الحرارية

$$10^{-7} \cdot 10^{-7} = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = K_c$$

Ph محلول مائي يعبر عن تركيز شوارد الهيدرونيوم في المحلول يعرف كما يلي :

$$\text{Ph} = -\text{lg} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

PH المحلول المتعادل قيمته 7.

PH المحلول الحمضي  $7 >$

PH المحلول القاعدي  $7 <$

## الأحماض والأسس

أهداف الدرس : - نعرف الحمض والأساس الثنائية حمض - أساس في محلول مائي  
- مفهوم ثابت الحموضة - لثنائية حمض أساس  
المدة اللازمة للدراسة : 03 ساعات  
الدرس الذي ينبغي مراجعته : الأحماض والأسس للسنة الثانية ثانوي.  
المراجع الخاصة بالدرس : - كتاب الكيمياء DELAGRAVE (بالفرنسية)

### تصميم الدرس

- 1 - الأحماض
- 2 - الأسس
- 3 - الثنائية حمض - أساس (أساس / حمض)
- 4 - قوة الأحماض، ثابت الحموضة للثنائية  $K_a$  حمض - أساس.
- 5 - التمارين
- 6 - حلول التمارين

## 1 – الأحماض :

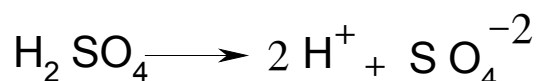
### 1 – 1 – تعريف :

الحمض حسب برونشتد هو كل فرد كيميائي (جزئ أو شاردة) يمكنه تحرير بروتونا أو أكثر. وفق المعادلة :



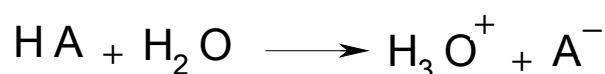
حمض

أمثلة :



### 1 – 2 – الحمض القوي :

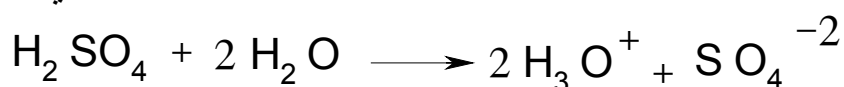
يكون الحمض قويا إذا كان تمكنه كلي في الماء وفق تفاعل تام :



أمثلة :



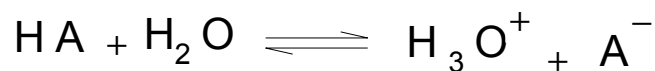
حمض قوي



حمض قوي

### 1 – 3 – الحمض الضعيف :

يكون الحمض ضعيف إذا كان تفككه جزئي في الماء وفق تفاعل محدود :



مثال :



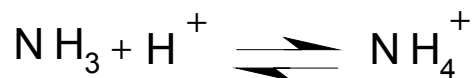
## 2 - الأسس ( القواعد ) :

### 2 - 1 - تعريف :

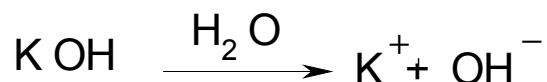
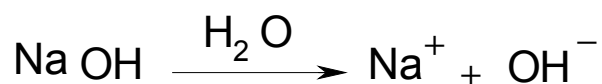
حسب برونشتد الأساس هو كل فرد كيميائي يمكنه إكتساب بروتونا أو أكثر وفق المعادلة :



أمثلة :



ملاحظة : هناك أسس لا ينطبق عليها تعريف برونشتد فهي تحدد شوارد الهيدروكسيد  $OH^-$   
أمثلة :

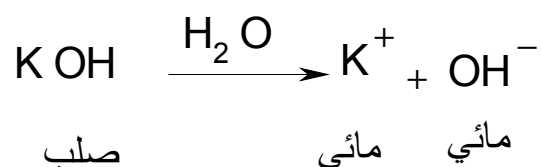
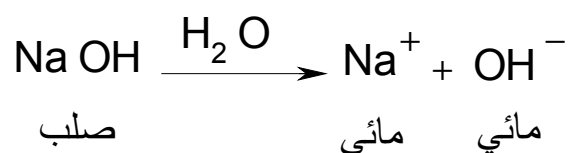


### 2 - 2 - الأسس القوي :

تفككه في الماء كلي وفق تفاعل تام :

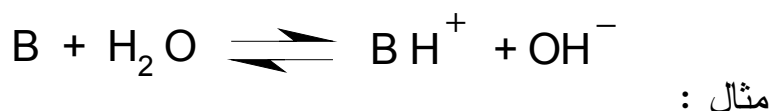


أمثلة :



### 2 - 3 - الأساس الضعيف :

يكون تفككه في الماء جزئي وفق تفاعل محدود :



### 3 - الثنائية حمض - أساس (أسس / حمض):

في تفاعل كيميائي يفقد فيه الحمض بروتونا يرافقه تفاعل معاكس يكسب فيه الأساس بروتونا :

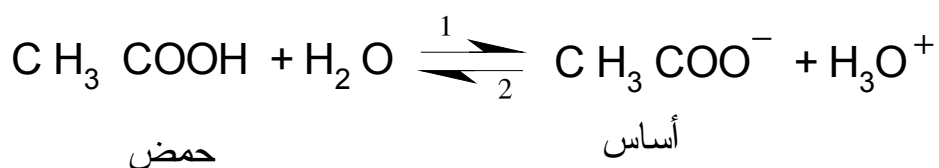


وفق التفاعل (1) : HA حمض

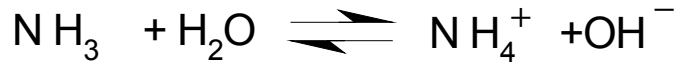
وفق التفاعل (2) :  $\text{A}^-$  قاعدة

ندعوا الثنائية (HA/ $\text{A}^-$ ) الثنائية حمض - أساس، HA الحمض،  $\text{A}^-$  الأساس المرافق له.

أمثلة :



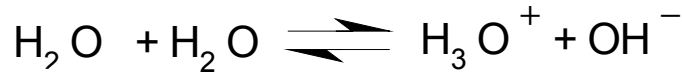
التنائية :  $\text{CH}_3 \text{COOH} / \text{CH}_3 \text{COO}^-$



أساس

حمض

التنائية:  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$



حمض

أساس

حمض

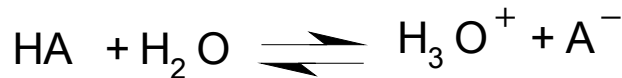
أساس

التنائية :  $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$  كما توجد ثنائية  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

#### 4 – قوة الأحماض والأسس :

##### 4-1 – ثابت الحموضة $K_a$ :

إنحلال حمض ضعيف في الماء وفق تفاعل محدود يقود إلى توازن كيميائي :



بتطبيق قانون فعل الكتلة على التوازن الكيميائي

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{HA}]} = K_c$$

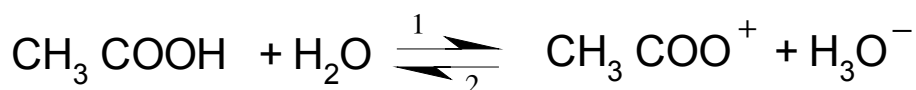
في المحلول المائي المخفف الماء مركب مسيطر وتركيزه ثابت كذيب :

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = [\text{H}_2\text{O}] \cdot K_c$$

ندعو المقدار  $[\text{H}_2\text{O}] K_c$  بثابت الحموضة للتنائية  $\text{HA}/\text{A}$  يرمز له بالرمز  $K_a$  :

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_a$$

مثال :



ثابت الحموضة للتنائية  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{HA}]} = K_a$$

$$10^{-5} \times 1.6 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_a$$

في الدرجة 25°م

\* إذا كان الحمض ضعيفا، كلما نقص تركيزي  $\text{H}_3\text{O}^+$  و  $\text{A}^-$  ، كان  $K_a$  صغيرا وكان الحمض ضعيفا.

#### 4 - 2 - تعريف $\text{PK}_a$ للتنائية حمض - أساس :

يعبر  $\text{PK}_a$  على التفكك الضعيف للحمض في محلول مائي بحيث :

$$\text{PK}_a = -\lg K_a$$

أمثلة : قيم  $K_a$  و  $\text{PK}_a$  لبعض الثنائيات حمض - أساس في الدرجة 25°م

$$3.8 = \text{PK}_a, 1.6 \times 10^{-4} = K_a \quad \text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$$

$$4.8 = \text{PK}_a, 1.6 \times 10^{-5} = K_a \quad \text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$$

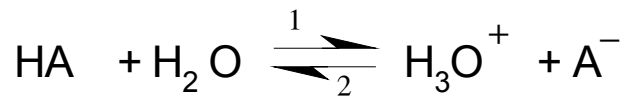
$$9.25 = \text{PK}_a, 5.6 \times 10^{-10} = K_a \quad \text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$$

$$10.67 = \text{PK}_a, 2.1 \times 10^{-11} = K_a \quad \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$$

كلما كان  $K_a$  صغيرا كان الحمض أضعف، كان  $\text{PK}_a$  كبيرا.

#### 4 - 3 - عبارة بدلالة $\text{PK}_a$ :

إنحلال حمض ضعيف في الماء يعطي :



$$\frac{[A^-]}{[HA]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]} \leftarrow \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = K_a$$

$$\frac{[A^-]}{[HA]} \text{ لـغ } = \frac{K_a}{[H_3O^+]} \text{ لـغ}$$

$$\frac{[A^-]}{[HA]} \text{ لـغ } = [H_3O^+] \text{ لـغ } - K_a \text{ لـغ}$$

$$\frac{[A^-]}{[HA]} \text{ لـغ } + K_a \text{ لـغ } = [H_3O^+] \text{ لـغ}$$

$$\frac{[A^-]}{[HA]} \text{ لـغ } + pK_a = PH$$

مثال : في الدرجة 25°م ثابت الحموضة للشائية  $CH_3COOH / CH_3COO^-$

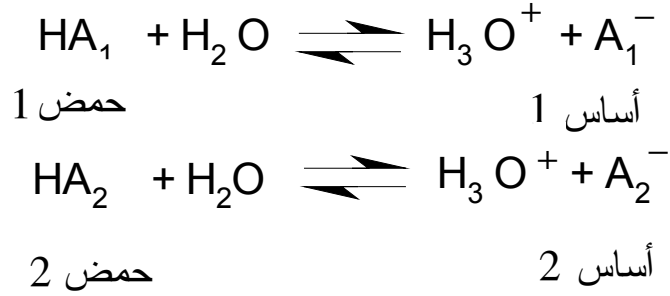
$$K_a = 1.6 \times 10^{-5}$$

$$pK_a = -\lg 1.6 \times 10^{-5} = 4.8$$

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \text{ لـغ } + 4.8 = PH$$

#### 4 - 4 - تصنيف الثنائيات حمض - أساس :

لتكن الثنائيتين حمض - أساس في الماء ثابت حموضيتهما على الترتيب  $K_{a1}, K_{a2}$ ، بحيث :



$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}_2^-]}{[\text{HA}_2]} = K_{a2}; \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}_1^-]}{[\text{HA}_1]} = K_{a1}$$

بالنسبة لمحلول حمضين لهما نفس التركيز الابتدائي يمكن المقارنة بين الحمضين :  
الحمض الأقوى هو الذي يكون تركيزه بشوارد  $\text{H}_3\text{O}^+$  أكبر أي تفككه أكبر .  
تضع أن :

$$\begin{array}{ccc} \text{حمض 1} [\text{H}_3\text{O}^+] & < & \text{حمض 2} [\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{المتبقي} [\text{HA}_1] & > & \text{المتبقي} [\text{HA}_2] \\ K_{a2} < K_{a1} < \frac{1}{[\text{HA}_2]} < \frac{1}{[\text{HA}_1]} \end{array}$$

ومنه يكون الحمض الأقوى الحمض الذي له الأكبر أو الأصغر للثنائية حمض - أساس المرافقة له عند انحلاله في الماء.  
يكون الحمض أقوى كلما كان الأساس المرافق له ضعيفا

#### 4 - 5 - معامل التفكك $\alpha$ - ( ثابت التشرّد $\alpha$ )

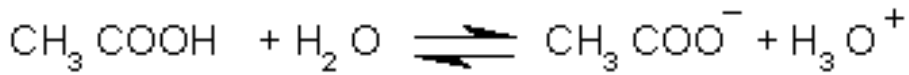
معامل التفكك لجزئ أو شاردة هو نسبة عدد الجزيئات المتفككة أو الشوارد المنحلة إلى العدد الابتدائي من هذه الجزيئات أو الشوارد.

$$\alpha = \frac{\text{عدد الجزيئات المتفككة أو الشوارد المنحلة}}{\text{عدد الجزيئات أو الشوارد الابتدائية}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 0 = \alpha \\ 1 = \alpha \end{array} \right\} 1 \leq \alpha \geq 0$$

لا يوجد تفكك      تفكك كلي

العلاقة بين  $K_a$  و  $\alpha$  :



ت  $\rightarrow$  ز = 0 (سا)  
ت- $\alpha$  . ت      ز = 0 (سا)

0      0  
ت- $\alpha$       ت- $\alpha$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_a$$

$$\frac{(\alpha \cdot \text{ت})^2}{(\alpha - 1)} = \frac{\alpha \cdot \text{ت} \cdot \alpha \cdot \text{ت}}{(\alpha - 1) \cdot \text{ت}} = K_a$$

ت : التركيز المولي الابتدائي للحمض ( مول/ل )

## 5 – التمارين:

### التمرين 1 :

محلول مائي لحمض الإيثانويك تركيزه المولي  $10^{-2}$  مول / ل، هذا المحلول 3.4 (في الدرجة  $25^{\circ}\text{C}$ )  
أ/ أكتب معادلة تشرّد حمض الإيثانويك في الماء ( حمض الإيثانويك حمض ضعيف )  
ب/ عين الثنائية حمض – أساس الداخلة في التفاعل.  
ج / أحسب تراكيز الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول المائي  
نعطي :  $10^{-3.4} = 4 \cdot 10^{-4}$

### التمرين 2 :

محلول مائي للنشادر تركيزه المولي 0.01 مول/ل قيمة Ph لهذا المحلول 10.6 ( في الدرجة  $25^{\circ}\text{C}$ )  
أ – أوجد تراكيز الأفراد الكيميائية المتواجدة في هذا المحلول حدد صنفها أكثرية، قلة، فائقة القلة.  
ب – بين أن تفاعل غاز النشادر  $\text{NH}_3$  مع الماء تفاعل محدود ، أكتب معادلة هذا التفاعل. يعطى ( لغ  
 $10^{-11} = 2.5 \cdot 10^{-10.6}$ )

### التمرين 3 :

قياس Ph محلول لحمض الميثانويك ( $\text{HCOOH}$ ) مولاريته 0.1 مول/ل أعطى القيمة  $\text{Ph} = 2.4$   
(عند الدرجة  $25^{\circ}\text{C}$ )

(1) عين تراكيز الأفراد الكيميائية الموجودة في المحلول

(2) عين ثابت الحموضة للثنائية حمض – أساس ( $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ )، إستنتج قيمة  $\text{PKa}$   
لهذه الثنائية

(3) لتكن الثنائية  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  قارن هذه الثنائية بالثنائية حمض – أساس. السابقة من  
حيث قوتي حمضيتهما وأساسهما المرافقين

نعطي :  $10^{-2.4} = 4 \cdot 10^{-3}$

لغ  $16 \cdot 10^{-5} = 3.79$

### التمرين 4 :

محلول لحمض الإيثانويك تركيزه المولي 0.1 مول له له  $\text{PH} = 3$  ( في الدرجة  $25^{\circ}\text{C}$ )

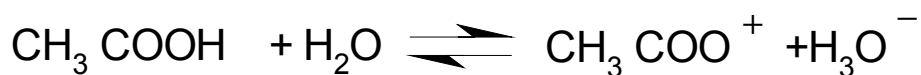
(1) أحسب ثابت تشرّد حمض الإيثانويك

(2) أحسب قيمة ثابت الحموضة للثنائية  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

## 6 - حلول التمارين :

### التمرين 1 :

(أ) معادلة تشارد حمض الإيتانويك



حمض الإيتانويك

شاردة الإيتانوات

(ب) تحديد الثنائية حمض - أساس الموافقة للتفاعل  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$

حمض

أساس

(ج) تراكيز الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول.

$$10^{-4} \times 4 \approx 10^{-3.4} = 10^{-PH} = \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]$$

$$10^{-4} \times 4 = \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right] \text{ مول / ل}$$

$$K_c = \frac{K_c}{\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]} = \left[ \text{OH}^- \right] \text{ (الجداء الشاردي للماء)}$$

$$10^{-10} \times 0.25 = 10^{-10} \times \frac{1}{4} = \frac{10^{-14}}{10^{-4} \times 4} = \left[ \text{OH}^- \right]$$

من التعادل الكهربائي :

تراكيز الشوارد السالبة = تراكيز الشوارد الموجبة

$$\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right] = \left[ \text{OH}^- \right] + \left[ \text{CH}_3\text{COO}^- \right]$$

$$\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right] \gg \left[ \text{OH}^- \right] \text{ بما أن}$$

فإن :

$$10^{-4} \times 4 = \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right] = \left[ \text{CH}_3\text{COO}^- \right]$$

تفكك حمض الإيثانويك جزئي :

المتبقي

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] + \left[ \text{CH}_3\text{COO}^- \right] = \text{كلي} [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$10^{-4} \times 4 - 10^{-2} =$$

$$10^{-3} \times 9.6 =$$

حل التمرين 2 :

أ/ تراكيز الأفراد الكيميائية المتواجدة في المحلول وتحديد صفتها. باستعمال قيمة Ph لدينا :

$$10^{-11} \times 2.5 = 10^{-10.6} = \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]$$

من الجداء الشاردي للماء :

$$10^{-4} \times 4 = \frac{10^{-14}}{10^{-11} \times 2.5} = \frac{\text{Kc}}{\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]} = \left[ \text{OH}^- \right]$$

(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) فائقة القلة بالنسبة لـ (OH<sup>-</sup>)

من التعادل الكهربائي :

$$\left[ \text{OH}^- \right] = \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right] + \left[ \text{NH}_4^+ \right]$$

$$\left[ \text{OH}^{-} \right] \gg \left[ \text{H}_3\text{O}^{+} \right]$$

ومنه:

$$10^{-4} \times 4 = \left[ \text{OH}^{-} \right] = \left[ \text{NH}_4^{+} \right]$$

$\text{OH}^{-}$  ,  $\text{NH}_4^{+}$  أفراد كيميائية موجودة بقلّة من إنحفاظ كمية المادة :

$$\left[ \text{NH}_3 \right] + \left[ \text{NH}_4^{+} \right] = \text{الكلي} \left[ \text{NH}_3 \right] \text{ المتبقي على شكل جزيئات}$$

$$\left[ \text{NH}_4^{+} \right] - \text{الكلي} \left[ \text{NH}_3 \right] = \text{المتبقي} \left[ \text{NH}_3 \right]$$

$$10^{-3} \times 9.6 = 10^{-4} \times 4 - 10^{-2} =$$

$\text{NH}_3$  أفراد كيميائية أكثرية

(ب) معادلة التفاعل :

لدينا :

$$\left[ \text{NH}_3 \right] < \text{كلي} \left[ \text{NH}_3 \right] \text{ المتبقي}$$

$$10^{-2} \text{ مول/ل} < 10^{-3} \times 9.6 \text{ مول/ل}$$

إذن إنحلال غاز النشادر في الماء جزئي التفاعل محدود وفق المعادلة :



### التمرين 3 :

(1) تراكيز الأفراد الكيميائية الموجودة في المحلول :

$$10^{-3} \times 4 = 10^{-2.4} = 10^{-\text{ph}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$10^{-12} \times 2.5 = \frac{10^{-14}}{10^{-3} \times 4} = \frac{K_c}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

من التعادل الكهربائي:

$$10^{-3} \times 4 = [\text{HCOO}^-] \Leftarrow [\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

من إنحفاظ المادة :

$$[\text{HCOOH}] + [\text{HCOO}^-] = \text{كلي} [\text{HCOOH}] \quad \text{المتبقي بدون تفكك}$$

$$[\text{HCOOH}] = \text{المتبقي} [\text{HCOOH}] - \text{الكلي} [\text{HCOO}^-]$$

$$= 10^{-3} \times 4 - 0.1 = 10^{-1}$$

(2) ثابت الحموضة  $K_a$  للنشائية  $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = K_a$$

$$10^{-5} \times 16 = \frac{10^{-3} \times 4 \cdot 10^{-3} \times 4}{10^{-1}} = K_a$$

$$3.79 = \text{لغ} - = pK_a$$

(3) مقارنة التثائية  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  بالتثائية

$\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$  قيمته 3.79  $\text{pK}_a$

$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  قيمته 4.8  $\text{pK}_a$

ومنه حمض الميثانويك  $\text{HCOOH}$  أقوى من حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$

الحمض القوي ترافقه قاعدة ضعيفة  $\text{HCOO}^-$

الحمض الأضعف ترافقه قاعدة قوية  $\text{CH}_3\text{COO}^-$

التمرين 4 :

(1) ثابت تشرّد حمض الإيثانويك

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{\text{الممكنة}}{\text{الإبتدائي}} \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \alpha$$

$$10^{-3} \text{ مول/ل} = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\%1 = 10^{-2} = \frac{10^{-3}}{10^{-1}} = \alpha$$

(2) قيمة ثابت الحموضة للتثائية  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

$$10^{-5} \times 1.01 = \frac{10^{-1} \times 10^{-2}}{0.01 - 1} = \frac{10^{-3}}{(\alpha - 1)} = \text{Ka}$$

## الكواشف الملونة

الأهداف من الدرس: - معرفة طبيعة الكاشف الملون. - مجال تغيره اللوني - إستعماله.

المدة اللازمة للدراسة : 01 ساعة.

الدروس اللازم مراجعتها :

الأحماض والأسس السنة الثانية.

المراجع الخاصة بالدرس : كتاب السنة الثالثة ثانوي للكيمياء.

## تصميم الدرس

### تمهيد

- 1 - تعريف الكاشف الملون وطبيعته
- 2 - دراسة كاشف ملون - الهليانثين.
- 3 - مجال التغير اللوني للكاشف الملون.
- 4 - إستعمال الكواشف الملونة.
- 5 - الكاشف العام.

تمهید :

من السهل التمييز بين ثلاثة محاليل غذائية أحدها حلو، الثاني مرو الثالث مالح وهذا بالتذوق، لكن هل التمييز بالتذوق بين محاليل كيميائية حمضية أو أساسية شفافة؟! الكاشف الملون هو الذي يتولى الكشف عن حمضيته المحلول أو أساسيته.

## 1 - تعريف الكاشف الملون وطبيعته :

## 1 - 1 تعريف الكاشف الملون :

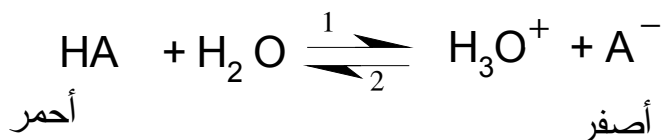
هو مركب يتغير لونه بتغير الوسط الذي يوجد فيه ( حامضي أو أساسي )

1 - 2 - طبعة الكاشف الملون :

يكون حمضا ضعيفا أو أساسا ضعيفا ، بحيث لون شاردته تختلف عن لون جزيئه.

## 2 - دراسة كاشف ملون - الهليانتين :

الهليانيتين حمض ضعيف جزئيه معقد HA يتشرد جزئ الهليانيتين وفق التفاعل :



لون الجزئي للكاشف أحمر لون الشاردة  $A^-$  أصفر.

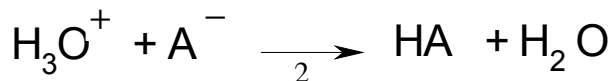
في الوسط المعتدل :

يأخذ لون المحلول لون الشاردة  $A^-$  ( اللون الأصفر)

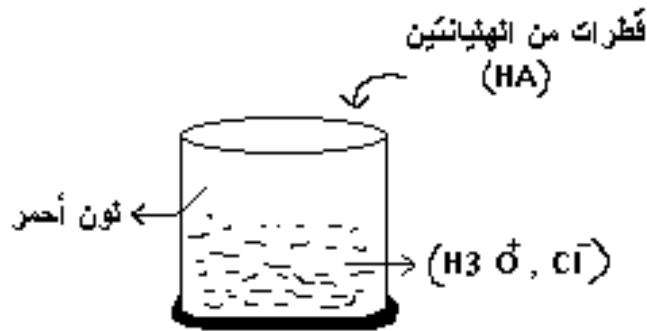
في الوسط الحمضي :

عند وضع قطرات من كاشف الهلياننتين إلى وسط حمضي، فإننا نضيف شوارد الهيدرونيوم.  $\text{H}_3\text{O}^+$

تؤثر شوارد الهيدرونيوم  $H_3O^+$  على A- وفق :

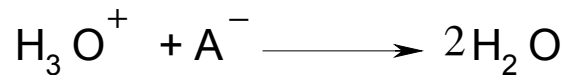


الإتجاه (2) من التفاعل ينقص من تركيز  $A^-$  فيظهر لون HA الأحمر.

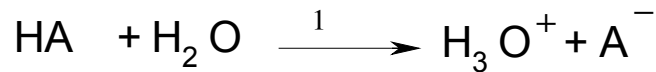


في الوسط الأساسي :

عند وضع الهليانثين في الوسط الأساسي تتفاعل شوارد  $H_3O^+$  للكاشف مع شوارد  $OH^-$  للأساس - لدى ينقص تركيز شوارد  $H_3O^+$  وفق التفاعل



لدى سيظهر الكاشف HA أن يتفكك وفق :



يرتفع تركيز شوارد  $A^-$  فيظهر اللون الأصفر

نتيجة :

في الوسط الحمضي وضع قطرات من الهليانثين يعطي لون أحمر في وسط أساسي يعطي لون أصفر، في وسط بينهما يعطي لون برتقالي ( مزيج بين اللونين )

### 3 – مجال تغير لون الكاشف :

الكواشف الملونة كثيرة ولكل كاشف مجال تغير لوني، يلخص المجال لكل كاشف في الجدول :

| 10     | 9    | 8          | 7    | 6 | 5 | 4    | 3    | 2 | 1                 | ← PH        |
|--------|------|------------|------|---|---|------|------|---|-------------------|-------------|
| بنفسجي | وردي | عديم اللون |      |   |   |      |      |   |                   | فينولفثالين |
| أزرق   |      | أخضر       | أصفر |   |   |      |      |   | أزرق البروموتيمول |             |
| أصفر   |      |            |      |   |   | أحمر | أحمر |   |                   | الهيثانين   |

مجالات التغير اللوني بـ PH تلخص فيمايلي

| لون الكاشف في محلول | مجال تحول اللون | لون الكاشف في محلول حمضي | الكاشف الملون     |
|---------------------|-----------------|--------------------------|-------------------|
| بنفسجي              | 9.8 – 8.2       | عديم اللون               | الفينولفثالين     |
| أزرق                | 7.6 – 6.2       | أصفر                     | أزرق البروموتيمول |
| أصفر                | 4.4 – 3.1       | أحمر                     | الهيثانين         |
| أصفر                | 6.2 – 4.4       | أحمر                     | أحمر الميثيل      |

#### 4 – إستعمال الكواشف الملونة :

##### 4 – 1 – تستعمل للكشف عن حامضية وأساسية المحلول

مثال :

حمض كلور الماء تركيزه المولي  $10^{-1}$  مول /ل تضيف له قطرات من الفينول فتالين يبقى عديم اللون ( فالكاشف غير مناسب )  
عوض الكاشف الأول نضع قطرات من أزرق البروموتيمول يصبح اللون أصفر .  
دلالة على حامضية المحلول .

##### 4 – 2 – المقارنة بين المحاليل الملحية :

فمثلا أزرق البروموتيمول يتميز بين المحاليل الملحية التالية :

فهو أخضر في محلول (NaCl) وسط متعادل  $PH = 7$

أزرق في محلول  $(CH_3 COONa)$  وسط أساسي  $PH < 7$

أصفر في محلول (  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ) وسط حمضي  $\text{PH} > 7$

4 - 3 تعيين نقطة التعديل : يدرس لاحقا

## 5 - الكاشف العام ( ورق $\text{PH}$ ):

علبة ملفوفة داخلها ورق خاص يأخذ ألوانا مختلفة في الأوساط الحمضية والقاعدية كل لون يوافق قيمة  $\text{PH}$  تكون مبينة على العلبة.

## تفاعلات الأحماض والأسس

الأهداف من الدرس : - معرفة مميزات تفاعل حمض - أساس - معايرة الأحماض والأسس - تعيين نقطة التعديل.  
المدة اللازمة للدراسة : 03 ساعات  
الدروس التي ينبغي مراجعتها :  
الأحماض والأسس للسنة الثانية ثانوي.  
المراجع الخاصة بالدرس : كتب الكيمياء للسنة الثالثة ثانوي

### تصميم الدرس

تمهيد.

- 1 - مميزات تفاعل حمض - أساس.
- 2 - معايرة \_ حمض أساس.
- 3 - تعيين نقطة التعديل.
- 4 - الخلاصة.
- 5 - أجوبة أسئلة الدرس.
- 6 - مسائل عامة.

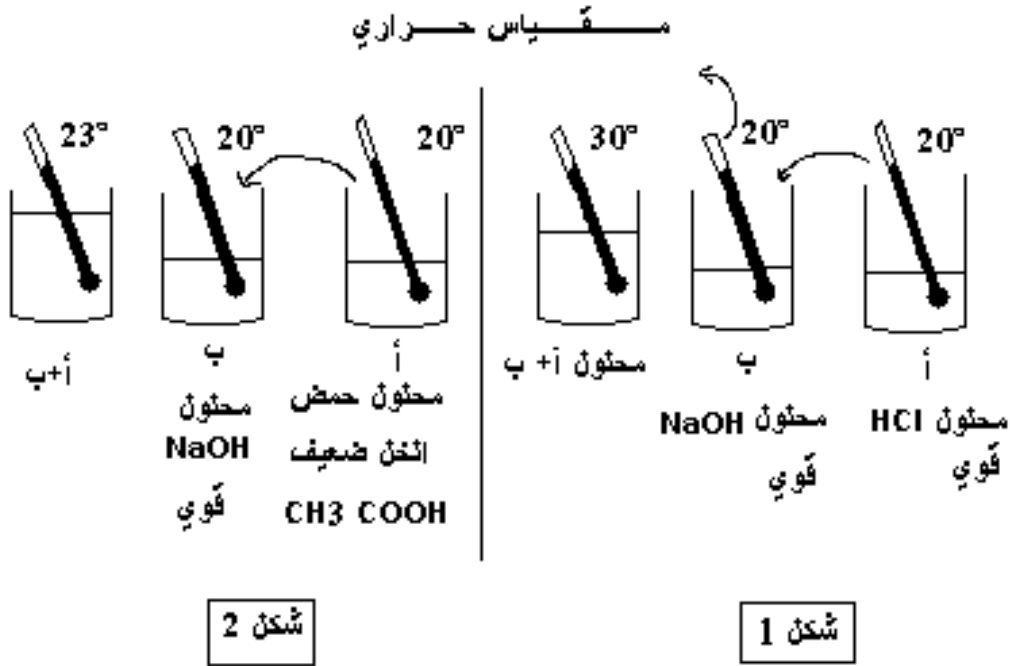
## تمهيد :

تفاعل حمض مع أساس الذي يعطي ملحا زائدا ماء ندعوه بتفاعل تعديل؟ يخدم هذا التفاعل لإيجاد تراكيز الأحماض أو الأسس مخبريا ....

## 1 – مميزات تفاعل حمض وأساس :

### 1 – 1 – الميزة الأولى :

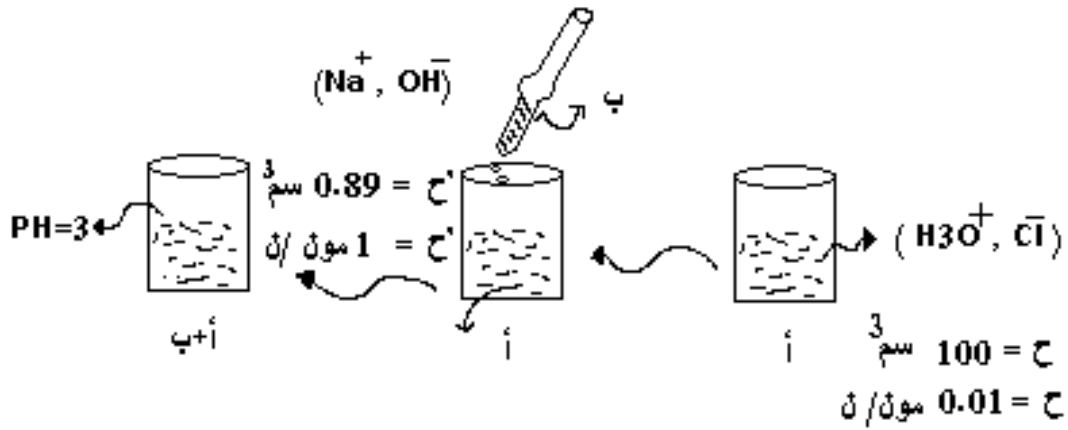
لاحظ الشكلين وتابع التجربتين :



النتيجة : التفاعل حمض – أساس – ناشر للحرارة

### 1 – 2 – الميزة الثالثة :

لاحظ الشكل وتابع التجربة مع التركيز على قيم (PH).



تفسير ماذا حدث :

في البداية :

\* محلول  $(\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-)$  (أ) يحتوي على عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{ت} \cdot \text{ح}$

$$\text{ن} = 0.01 \times 0.01 = 10^{-3} \text{ مول}$$

\* محلول الصود  $(\text{Na}^+, \text{OH}^-)$  (ب) يحتوي على عدد مولات  $(\text{OH}^-) = \text{ت} \cdot \text{ح}$

$$\text{ن} = 1 \cdot 0.89 = 10^{-3}$$

$$= 0.89 \cdot 10^{-3} \text{ مول}$$

\* بعد سكب محلول الصود في البيشر مع محلول حمض كلور الماء نجد  $\text{pH} = 3$

$$(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \text{ مول/ل}$$

\* عدد مولات  $(\text{H}_3\text{O}^+)$  في المزيج النهائي أقل من عدد مولات  $(\text{H}_3\text{O}^+)$  في محلول  $(\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-)$  الابتدائي.

هذا يدل بأنه حدث تفاعل بين الحمض والأساس أدى إلى إختفاء جزء من شوارد  $\text{H}_3\text{O}^+$  يمكن التأكد من ذلك :

عدد مولات  $(\text{H}_3\text{O}^+)$  في المحلول الجديد

$$\text{ت} = 10^{-3} \text{ مول/ل}$$

$$\text{ح} = 0.89 + 100 = 100.89 \text{ سم}^3$$

عدد المولات :

$$\text{ن} = 10^{-3} \cdot 100.89 = 10^{-3}$$

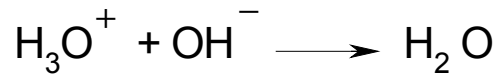
$$= 0.10089 \cdot 10^{-3} \text{ مول}$$

ومنه عدد مولات  $\text{H}_3\text{O}^+$  المختفية :

$$\text{ن} - \text{ن}' = 10^{-3} - 0.10089 \cdot 10^{-3}$$

$$= 0.89 \cdot 10^{-3} \text{ مول}$$

وهو نفسه عدد مولات  $\text{OH}^-$  المتفاعلة وهي الموجودة في المزيج الابتدائي لقد اختفت كل شوارد  $\text{OH}^-$  التي عدلت بشوارد  $\text{H}_3\text{O}^+$  وفق التفاعل :



1 مول      1 مول

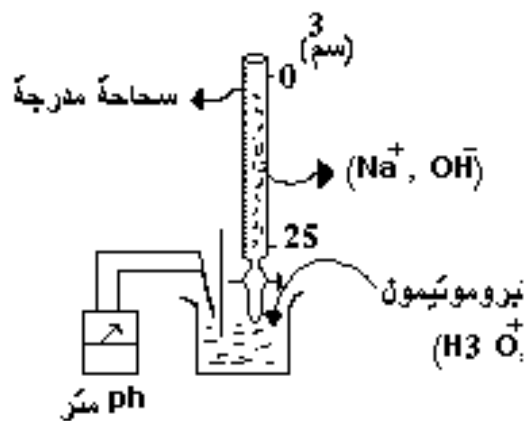
**النتيجة :**

التفاعل حمض - أساس - تام.

## 2 - معايرة حمض بأساس - نقطة التعديل:

### 2 - 1 : معايرة حمض قوي بأساس قوي

الحمض القوي المستعمل : حمض كلور الماء ( $\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$ ) الأساس القوي المستعمل هيدروكسيد الصوديوم ( $\text{Na}^+, \text{OH}^-$ )



\* للمعايرة نضع في 50 سم<sup>3</sup> من حمض كلور الماء ( $\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$ ) تركيزه المولي  $10^{-2}$  مول/ل

ثم نسكب تدريجيا بواسطة سحاحة مدرجة قطرة قطرة محلول الصود مع التحريك المستمر للبيشر، محلول الصود تركيزه المولي  $10^{-2}$  مول/ل، نقيس PH المزيج بواسطة متر (أنظر الشكل أعلاه) بوجود قطرات من كاشف أزرق البرموتيمول يعطي لون، أصفر في وعاء البيشر في وجود الحمض. نتحصل على جدول القياسات التالي :

|     |     |     |     |     |     |   |                      |
|-----|-----|-----|-----|-----|-----|---|----------------------|
| 45  | 40  | 30  | 20  | 10  | 5   | 0 | ح (سم <sup>3</sup> ) |
| 3.3 | 2.9 | 2.6 | 2.4 | 2.2 | 2.1 | 2 | PH                   |

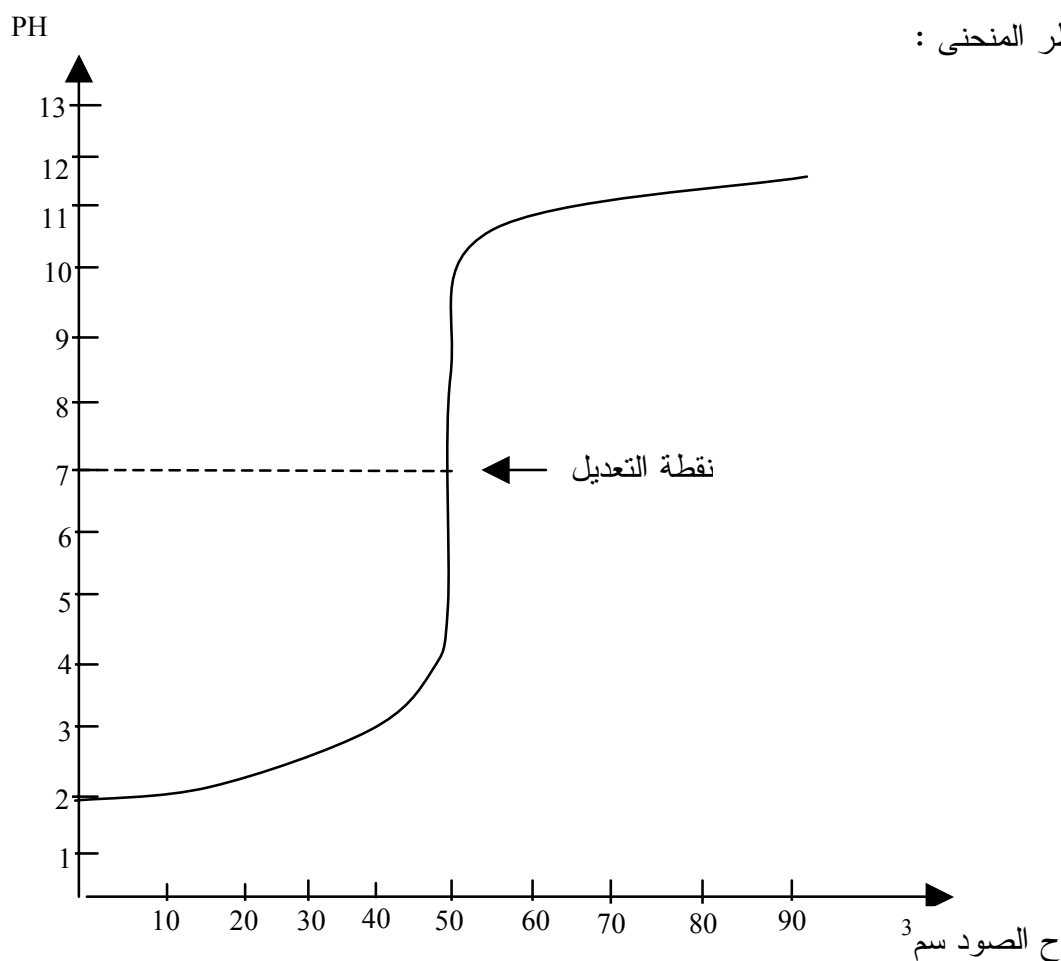
|      |      |      |      |    |    |     |                            |
|------|------|------|------|----|----|-----|----------------------------|
| 70   | 60   | 55   | 52   | 51 | 50 | 49  | ح (سم <sup>3</sup> ) الصود |
| 11.4 | 11.2 | 10.9 | 10.4 | 10 | 7  | 4.1 | PH                         |

لندرس تغيرات PH المزيج بدلالة حجم الصود المسكوب (ح) وذلك برسم المنحنى البياني PH = تا(خ)

سلم الرسم : PH : 1 ← 1 سم

ح : 1 سم<sup>3</sup> ← 1 سم

أنظر المنحنى :



تفسير المنحنى البياني = تا(ح)

الجزء الأول :

$$0 < \text{ح} = 49 \text{ سم}^3$$

يكون تغير PH بطيء  $2 \leq \text{PH} \leq 4.1$

المزيج حامضي في بيشر

الجزء الثاني :

$$49 \leq \text{ح} \leq 51 \text{ سم}^3$$

يكون تغير PH مفاجئاً، ويكون ، إنعطافاً

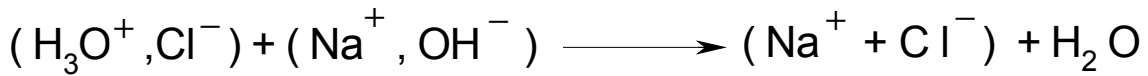
الجزء الثالث :

$$\text{ح} < 51 \text{ سم}^3$$

تغير PH للمزيج بطيء ويبقى المحلول أساسى

التحليل :

تابعنا معايرة حمض بأساس وفق المعادلة :



حمض + أساس  $\longrightarrow$  ملح + ماء

المنحنى البياني الذي يعطي تغيرات PH = تا(ح) له نقطة إنعطاف تمثل نقطة التعديل ( التكافؤ )  
أين :

عدد مولات الحمض = عدد مولات الأساس

ح حمض ت حمض = ح أساس ت أساس

المحلول الملحي المتحصل عليه له  $\text{PH} = 7$  و هو متعادل لأجل حجم ماءات الصوديوم  $(\text{Na}^+, \text{OH}^-)$  ،  
المسكوب قيمته  $\text{ح} = 50 \text{ سم}^3$  .

نظهر اللون الأخضر في محلول وعاء بيشر لأجل  $\text{PH} = 7$  ،  $\text{ح NaOH} = 50 \text{ سم}^3$

$\text{PH} = 7$  الذي يقع في مجال التغير اللوني أزرق البروموتيمول فهو كاشف مناسب لهذه الحالة.

النتيجة :

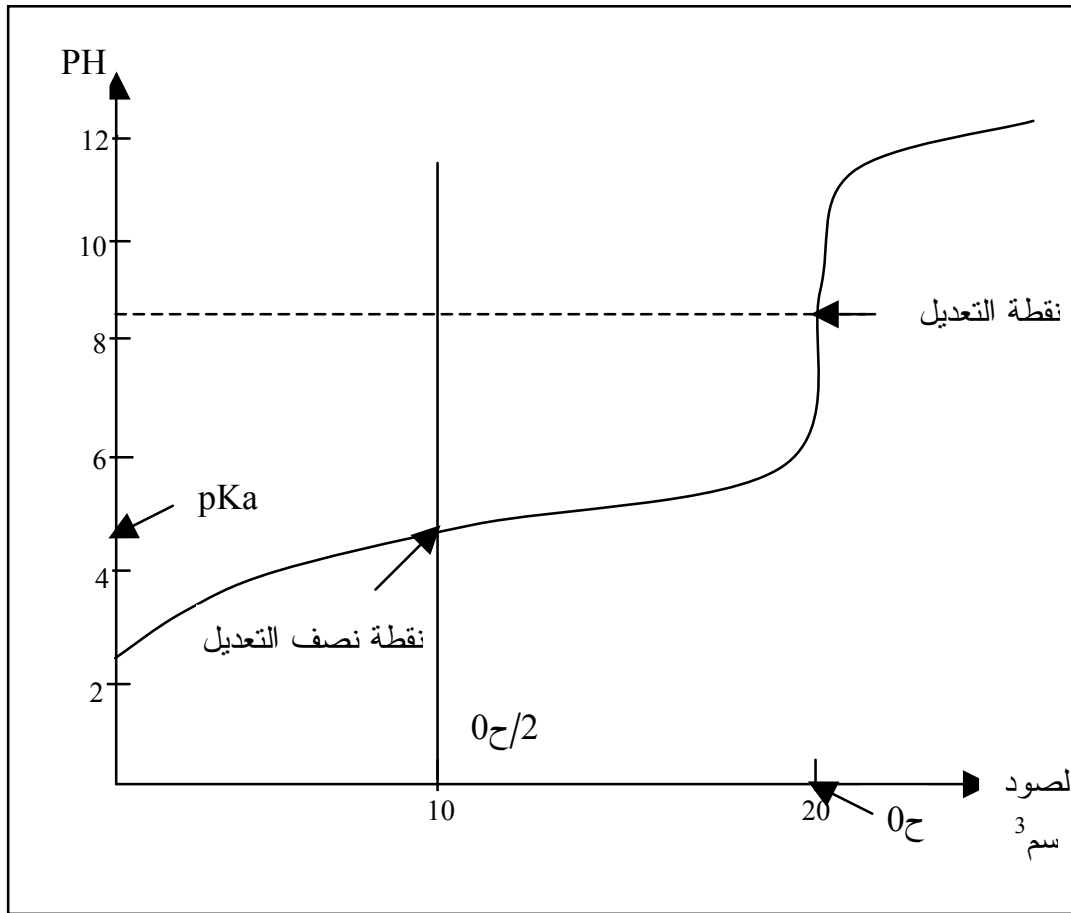
في تفاعل حمض قوي - أساس قوي- يكون المحلول الناتج ملحا متعادلا له  $\text{PH} = 7$ .

الكاشف الملون المناسب هو أزرق البروموتيمول

## 2 - 2 - معايرة حمض ضعيف بأساس قوي :

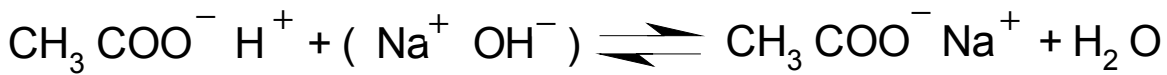
الحمض الضعيف، حمض الإيثانويك  $\text{CH}_3\text{COOH}$  الأساس القوي :  
هيدروكسيد الصوديوم  $(\text{Na}^+, \text{OH}^-)$

نكرر التجربة كما في الفقرة (1. 2) مع إستبدال حمض كلور الماء لحمض الخل في وعاء بيشر ،  
نقيس PH المزيج بعد كل إضافة للصود بواسطة مقياس PH (PH متر) نرسم المنحنى البياني لتغيرات  
 $\text{PH} = \text{تا} (\text{ح}^- , \text{OH}^- \text{Na}^+)$   
(يضاف في كأس بيشر قطرات من كاشف الفينول فتالين)



التحليل :

يحدث التفاعل بين الحمض والقاعدة وفق المعادلة :



تفكك جزئي

المنحنى البياني لتغيرات PH يبين أنه عند نقطة التعديل ( نقطة إنعطاف البيان ) PH المحلول أكبر من 7 فالمحلول الملحي الناتج له صفة أساسية (قاعدية) عند نقطة التعديل :

عدد مولات الحمض = عدد مولات الأساس

ح حمض ت حمض = ح أساس ت أساس

الكاشف الملون الملائم للكشف على نقطة التعديل في هذه الحالة هو الفينول فتالين الذي يعطي لون ( وردي) في جوار نقطة التكافؤ. لأن PH المحلول  $< 7$  ويوجد في مجال التغير اللوني للفينول فتالين

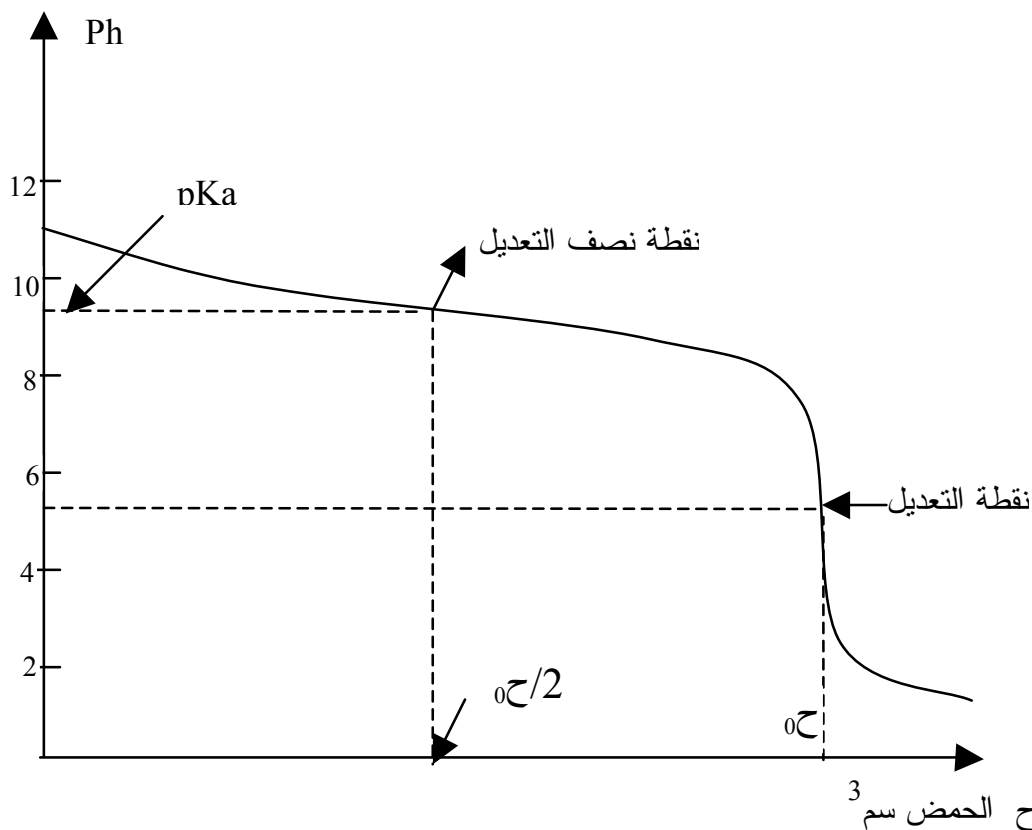
## 2 - 3 - معايرة أساس ضعيف بحمض قوي :

الأساس الضعيف هو هيدروكسيد الأمونيوم ( $\text{NH}_4^+, \text{OH}^-$ )

الحمض القوي : حمض كلور الماء ( $\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$ ) نكرر في التجربة كما في الفقرة (2. 1) مع استبدال محلول الصود بهيدروكسيد الأمونيوم ( أساس ضعيف) وبوضع في البيشر - كما يوضع حمض كلور الماء في السحاحة المدرجة، نقيس PH المزيج بعد كل إضافة لحمض كلور الماء بواسطة مقياس PH ( PH متر)

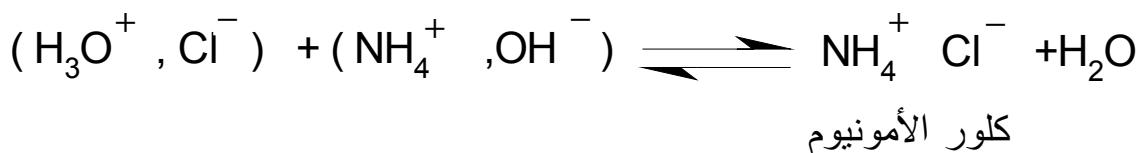
نضع في كأس قطرات من كاشف الهلياننتين.

نرسم المنحنى البياني الممثل لتغيرات  $\text{ph} = \text{ta} ( \text{ح} ) ( \text{ح} = \text{حجم محلول حمض كلور الماء} )$



التحليل :

تعديل ماءات الأمونيوم (  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{OH}^-$  ) بحمض كلور الماء (  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  ) يكون وفق المعادلة :



المنحنى البياني  $\text{pH} = \text{pH}$  (ح) يبين أنه في نقطة التعديل يكون  $\text{pH} > 7$  المحلول المنحني الناتج له صفة حامضية في نفس النقطة.

عدد مولات الحمض = عدد مولات الأساس

ح حمض . ت حمض = ح أساس ت أساس

نظهر اللون البرتقالي في وعاء بيشر عند نقطة التعديل وهو يوافق  $\text{pH} > 7$  إذ يقع  $\text{pH}$  نقطة التعديل في مجال التغير اللوني للفينول فتالين.

النتيجة :

في تفاعل أساس ضعيف - حمض قوي يكون المحلول الناتج ملحي له صفة حامضية له  $\text{pH} > 7$  الكاشف الملون المناسب هو الهليانثين

س1 : في بيشر به 15 سم<sup>3</sup> محلول لحمض كلور الماء نسكب 10 سم<sup>3</sup> من هيدروكسيد الصوديوم التركيز المولي لحمض كلور الماء 0.02 مول/ل التركيز المولي لمحلول هيدروكسيد الصوديوم 0.01 مول/ل.

1 - ماهي طبيعة المخلول المزيج الناتج

2 - أحسب حجم الصود اللازم إضافة لتحقيق التعديل.

س2 : تسكب 20 سم<sup>3</sup> من حمض الآزوت (HNO<sub>3</sub>) في بيشر ، تركيزه المولي 0.05 مول/ل.

يوجد في سحاحة محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) تركيزه المولي 0.1 مول/ل.

1 - أوجد عدد مولات شوارد الهيدرونيوم الابتدائية في البيشر

2 - ما هو عدد مولات شوارد الهيدروكسيد (من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم) اللازمة للتعديل.

3 - استنتج حجم محلول البوتاس (هيدروكسيد البوتاسيوم) اللازم للتعديل.

## 2. 4. نقطة نصف التعديل، تعيين Pka :

لدينا من عبارة ph محلول معطى كما يلي :

$$\frac{[A^-]}{[HA]} \lg + pKa = PH$$

في نقطة نصف التعديل لدينا:

$$[HA] = [A^-]$$

يكون فقط نصف عدد مولات الحمض الذي عدل وتحول إلى شوارد (A<sup>-</sup>) والنصف يبقى على شكل جزئيات (HA).

$$\frac{[A^-]}{[HA]} \lg + pKa = PH$$

$$0 + pKa = 1 \lg + pKa =$$

$$pKa = PH$$

**النتيجة :** PH محلول في نقطة نصف التعديل يأوي للثنائية حمض – أساس الموافقة لحمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة أثناء المعايرة.  
( أنظر الفقرة (2 . 2) ، (2 ، 3) )

### 3 – تعيين نقطة التعديل :

3 – 1 – بقياس PH المزيج :  
نقطة التعديل توافق نقطة الإنعطاف في المنحنى البياني  $ph = \text{تا} (ح)$

### 3.-2- باستخدام كاشف ملون :

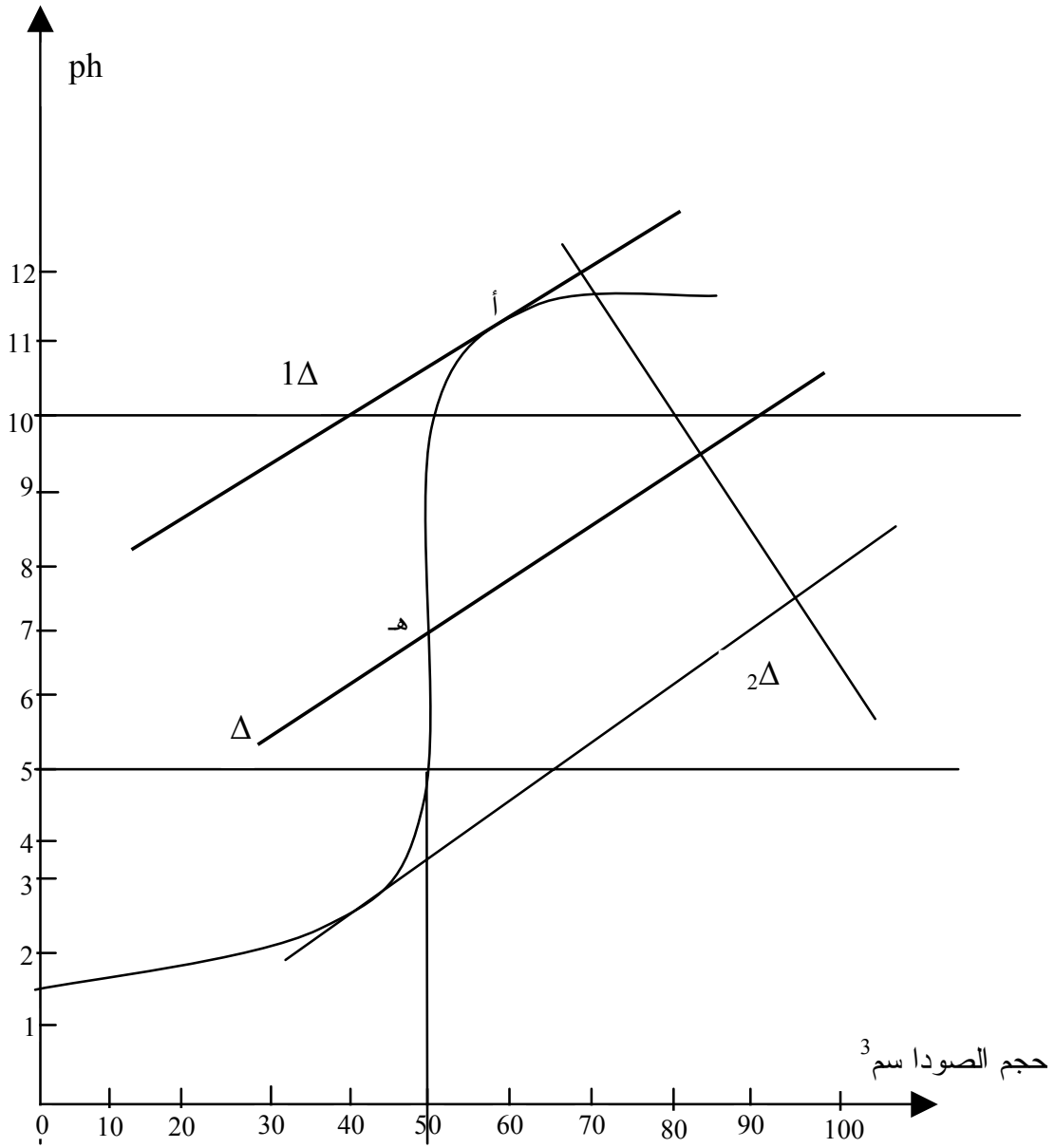
رأينا ذلك في الفقرات (2.1) ، (2،2) و (3، 2) كل نقطة تعديل لها كاشف مناسب حسب الحمض والأساس للمستعملين.

### 3 – 3 – هندسيا من البيان $ph = \text{تا} (ح)$

نعتمد في ذلك على المنحنى البياني الموافق لمعايرة حمض قوي بقاعدة قوته كمثال.  
بحيث تعين نقطة الإنعطاف ( في غياب علاقة تحليلية ) يرسم مماس في النقطة (أ) من النحنى  $ph = \text{تا} (ح)$  (  $\Delta_1$  ) ، ويرسم بعدها مماس ثاني لنفس المنحنى في النقطة (ب) (  $\Delta_2$  ) يكون موازيا لـ (  $\Delta_1$  )  
ثم نرسم محورا (  $\Delta$  ) للقطعة المستقيمة العمودية على كل من (  $\Delta_1$  ) ، (  $\Delta_2$  )  
تكون نقطة تقاطع المحور (  $\Delta$  ) مع البيان هي نقطة التعديل ( أنظر الشكل.  
في المثال المختار نقطة التعديل :

هـ (  $ph_0$  ،  $0$  ح ) = هـ ( 50 سم<sup>3</sup> ، 7 )

يمكن الكشف عنها بواسطة أزرق البروموتيمول بحيث يصبح لون المحلول أخضر



نستنتج أيضا تركيز الصود إنطلاقا من نقطة التعديل

ت. ح (Na+OH-) = ت. ح' (H3O+, Cl-)

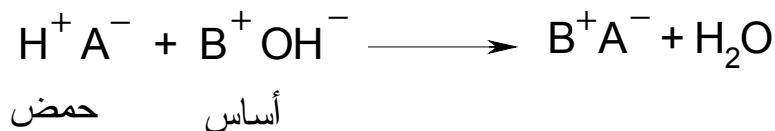
أساس الحمض

التركيز المولي لمحلول الصود :

$$ت_0 = \frac{ت. ح'}{ح} = \frac{50 \times 0.01}{50} = 0.01 \text{ مول/ل}$$

## 4 - الخلاصة :

1 - تفاعل حمض - أساس يعطي ملح وماء



2 - مميزات هذا التفاعل :

ناشر للحرارة - تام

3 - عند معايرة حمض قوي بأساس قوي:

يكون المحلول الناتج ملحي متعادلا له  $\text{ph} = 7$

4 - عندما معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

يكون المحلول الناتج ملحي له صفة أساسية له  $\text{ph} > 7$

5 - عند نقطة التعديل :

عدد مولات شوارد الهيدرونيوم ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) = عدد مولات شوارد الهيدروكسيد ( $\text{OH}^-$ )  
أي

ت حمض . ح حمض = ت أساس . ح أساس

6 - تعيين نقطة التعديل :

أ- قياس  $\text{ph}$  المزيج

ب - قياس إنعطاف المنحنى البياني  $\text{ph} = \text{تا}(\text{ح})$  التي تعين بطريقة المماسات

ج باستخدام الكواشف الملونة المناسبة لكل حادثة.

## 5 - أجوبة أسئلة الدرس :

ج 1 :

1 - طبيعة المحلول الناتج :

عدد مولات :

$$n = t \cdot c = 0.02 \cdot 15 - 10 - 3 = 10 - 4 \text{ مول}$$

عدد مولات :

$$n = t \cdot c = 0.01 \cdot 10 - 10 - 3 = 10 - 4 \text{ مول}$$

ن ن يتشكل ملح ولكنه في وسط حمضي.

لأن  $[H_3O^+] < [OH^-]$  المحلول حمضي

2 - حجم الصود اللازم إضافته حتى يتحقق التعديل.

عند التعديل :

$$\text{عدد مولات } H_3O^+ = \text{عدد مولات } OH^-$$

$$n = n'$$

$$n \cdot c = t' \cdot c'$$

حجم محلول الصود اللازم :

$$c' = \frac{t \cdot c}{t'} = \frac{10^{-4} \times 3}{10^{-2}} = 3 \times 10^{-2} \text{ ل } 30 \text{ سم}^3$$

أي يضاف إلى المحلول الناتج في (1) 20 سم<sup>3</sup> صود (Na<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>).

5 - 2 - 1 - عدد مولات شوارد  $H_3O^+$  الابتدائي

$$n = t \cdot c = 0.05 \cdot 20 - 10 - 3 = 10 - 3 \text{ مول}$$

2 - عدد مولات شوارد الهيدروكسيد (من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم)

اللازم للتعديل :

لابد تحقيق المساواة :

$$n \cdot c = t' \cdot c'$$

الحمض أساس

$$n = n'$$

$$n = \text{عدد مولات } OH^- \text{ اللازمة للتعديل ومنه } n = 10 - 3 \text{ مول}$$

3 - حجم محلول البوتاس اللازم للتعديل :

ن = ت . ح

ح = 10 سم<sup>3</sup>

## 6 - مسائل عامة :

6-1- نضيف لحجم ح<sup>1</sup> = 10 سم<sup>3</sup> من محلول حمض الآزوت ذي التركيز 10 - 2 مول/ل حجمًا

ح<sup>2</sup> من محلول ماءات البوتاسيوم تركيزه المولي 3 . 10 - 1 مول/ل

فكان PH المزيج المقاس عند الدرجة 25°م هو 10.

عين الحجم ح<sup>2</sup>

الإجابة : ح<sup>2</sup> = 3.38 سم<sup>3</sup>

6 - 2 - لدينا محلول  $\delta$  من حمض الإيتانويك ذي التركيز 0.04 مول/ل، نريد معايرة محلول للصود

تركيزه ت بواسطة المحلول ( $\delta$ ) ومن أجل ذلك نضع في كأس محلولاً حجمه ح = 50 سم<sup>3</sup> من

الحمض ( ) ونسكب محلول الصود بالسحاحة ونسجل قيم PH المزيج بدلالة حجم الصودا المسكوب ح

النتائج مبينة في الجدول :

| ح (الصود) سم <sup>3</sup> | 0   | 1   | 2   | 3   | 5   | 8    | 10   |
|---------------------------|-----|-----|-----|-----|-----|------|------|
| PH                        | 3   | 3.5 | 3.8 | 4   | 4.2 | 4.5  | 4.7  |
| ح (الصود) سم <sup>3</sup> | 16  | 18  | 19  | 20  | 21  | 22   | 24   |
| PH                        | 5.3 | 5.6 | 6   | 8.6 | 11  | 11.1 | 11.8 |

أ - أرسم البيان PH = تا (ح)

ب - عين بياناً نقطة التعديل واستنتج التركيز المولي ت

ج - لدينا كاشفان ملونان هما الهلياننتين والفينول فتالين، بين أيهما من الكاشفين يكون مناسباً لتعيين نقطة

التعديل

3- عين بياناً pKa للشائية  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$